தமிழ் வெளியீட்டுக் கழக வரிசை எண்—227

கனிம வேதியியல்

(இரண்டாம் புத்தகம்)

(பட்டப்படிப்புக்குரியது)

ஆசிரியர்
பி. டி. முனியப்பா, எம்.ஏ., எம்.எஸ். (இல்லினொய்ஸ்),
முதல்வர்,
அரசினர் கலைக் கல்லூரி, கடலூர்.

தமிழ் வெளியீட்டுக் கழகம்
தமிழக அரசு

First Edition—April, 1970

B.T.P. No. 227

Inorganic Chemistry for B.Sc. (Book II)
P. T. Muniyappa

Net Price Rs. 4-25
(NO DISCOUNT)

Printed by
Kabeer Printing Works,
Madras-5.

அணிந்துரை

(திரு. இரா. நெடுஞ்செழியன், தமிழகக் கல்வி-சுகாதார அமைச்சர்)

தமிழைக் கல்லூரிக் கல்வி மொழியாக ஆக்கி எட்டு ஆண்டுகள் ஆகிவிட்டன. குறிப்பிட்ட சில கல்லூரிகளில் பி.ஏ. வகுப்பு மாணவர்கள் தங்கள் பாடங்கள் அனைத்தையும் தமிழிலேயே கற்றுவந்தனர். 1968ஆம் ஆண்டின் தொடக்கத்தில் புகுமுக வகுப்பிலும் (P.U.C.), 1969ஆம் ஆண்டிலிருந்து பட்டப்படிப்பு வகுப்புகளிலும் விஞ்ஞானப் பாடங்களையும் தமிழிலேயே கற்பிக்க ஏற்பாடு செய்துள்ளோம். தமிழிலேயே கற்பிப்போம் என முன்வந்துள்ள கல்லூரி ஆசிரியர்களின் ஊக்கம், பிற பல துறைகளிலும் தொண்டு செய்வோர் இதற்கெனத் தந்த உழைப்பு, தங்கள் சிறப்புத் துறைகளில் நூல்கள் எழுதித் தர முன்வந்த நூலாசிரியர்கள் தொண்டுணர்ச்சி இவற்றின் காரணமாக இத் திட்டம் நம்மிடையே மகிழ்ச்சியும் மனநிறைவும் தரத்தக்க வகையில் நடைபெற்று வருகிறது. இவ்வகையில், கல்லூரிப் பேராசிரியர்கள் கலை, அறிவியல் பாடங்களை மாணவர்க்குத் தமிழிலேயே பயிற்றுவிப்பதற்குத் தேவையான பயிற்சியைப் பெறுவதற்கு மதுரைப் பல்கலைக் கழகம் ஆண்டுதோறும் எடுத்துவரும் பெருமுயற்சியைக் குறிப்பிட்டுச் சொல்லவேண்டும்.

பல துறைகளில் பணிபுரியும் பேராசிரியர்கள் எத்தனையோ நெருக்கடிகளுக்கிடையே குறுகிய காலத்தில் அரிய முறையில் நூல்கள் எழுதித் தந்துள்ளனர்.

வரலாறு, அரசியல், உளவியல், பொருளாதாரம், தத்துவம், புவியியல், கணிதம், பௌதிகம், வேதியியல், உயிரியல், வானியல், புள்ளியியல் ஆகிய எல்லாத் துறைகளிலும் தனி நூல்கள், மொழி பெயர்ப்பு நூல்கள் என்ற இரு வகையிலும் தமிழ் வெளியீட்டுக் கழகம் நூல்களை வெளியிட்டு வருகிறது.

இவற்றுள் ஒன்றான '**கனிம வேதியியல் (இரண்டாம் புத்தகம்)**' என்ற இந் நூல் தமிழ் வெளியீட்டுக் கழகத்தின் 227ஆவது வெளியீடாகும். இதுவரை 262 நூல்கள் வெளிவந்துள்ளன.

உழைப்பின் வாரா உறுதிகள் இல்லை; ஆதலின், உழைத்து வெற்றி காண்போம். தமிழைப் பயிலும் மாணவர்கள் உலக மாணவர்களிடையே சிறந்த இடம் பெறவேண்டும்; அதுவே தமிழன்னையின் குறிக்கோளுமாகும். தமிழ்நாட்டுப் பல்கலைக் கழகங்களின் பலவகை உதவிகளுக்கும் ஒத்துழைப்புக்கும் நம் மனம் கலந்த நன்றி உரித்தாகுக.

இரா. நெடுஞ்செழியன்

பொருளடக்கம்

கனிம வேதியியல்

(இரண்டாம் புத்தகம்)

20. உலோகவியல்
(Metallurgy)

தனிமங்களை உலோகங்கள் என்றும் அலோகங்கள் என்றும் இரு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். தனிம அட்டவணையில் உள்ள ஹைடிரஜன் முதல் லாரன்ஷியம் வரை உள்ள 103 தனிமங்களில் 70 தனிமங்கள் உலோகங்களாய் உள்ளன. இவ்விருவகை தனிமங்களுக்கும் இடையே உள்ள பௌதிக வேதியியல் பண்புகளின் வித்தியாசங்களை முன்பே அறிந்துள்ளோம். அணுவின் உள் அமைப்பைப்பற்றி பார்க்கும்போது உலோக அணு மிகக் குறைந்த எலெக்ட்ரான்களையே வெளி ஷெல்லில் பெற்றுள்ளன. உலோக அணுக்கள் நேர்மின்னேற்ற இயல்புடையவை; இவை சில எலெக்ட்ரான்களை இழந்து நேர்மின்னேற்றமுள்ள அயனிகளாக மாறுகின்றன; இவ்வயனிகள் எதிர்மின்முனையை நோக்கிச் செல்வதால் இவ்வுலோக அயனிகளை எதிர் அயனிகள் (cations) என்பர். இவ்விருவகைப் பாகுபாடு அவ்வளவு திட்டவட்டமானது அல்ல. அலுமினியம், ஆர்ஸனிக்கு, ஆன்டிமனி போன்ற தனிமங்கள் சூழ்நிலையை ஒட்டி உலோகங்களாகவும் அலோகங்களாகவும் வினைப்படும். இவைகளை உலோகப் போலிகள் (metalloids) என்பர். இவைகள் உலோக மற்றும் அலோகப் பண்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. உலோகப் போலிகள் வெப்பம் மற்றும் மின்கடத்திகள் இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் உலோக ஆக்ஸைடுகளைப் போலக் காரகுணமுள்ளவை; இவை அமிலங்களுடன் வினைப்பட்டு உப்புகளைத் தருகின்றன. இதற்கு மாறாக, இவை பல அலோகப் பண்புகளையும் பெற்றுள்ளன; பல உலோகப் போலிகள் நொறுங்கும் தன்மையுடைய திண்மங்கள். இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் அமில குணமுள்ளவை. காரங்களுடன் வினைப்பட்டு உப்புகளைத் தருகின்றன. (உ-ம்.)

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$
$$2Al + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2\uparrow$$
$$Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$$
$$Al_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$$

உலோகப் போலிகள் எதிர் அயனியாகவும் நேர் அயனியாகவும் நிலவி இருக்கும்.

(உ - ம்.) Al^{+3}, AlO_2^{-1}; As^{+3}, AsO_4^{-3}

தோற்றம்: பூமியின் மேலோட்டில் மிக அதிக சதவிகிதத்தில் காணப்படும் சில உலோகங்கள் பின்வருமாறு: $Al-7{\cdot}1\%$; $Fe-4{\cdot}7\%$; $Ti-0{\cdot}6\%$; $Mn-0{\cdot}1\%$; $Cr-0{\cdot}02\%$; $V-0{\cdot}015\%$; Zn $0{\cdot}013\%$; $Ni-0{\cdot}008\%$; $Cu-0{\cdot}007\%$ கடல் நீரில் சோடியம், பொட்டாசியம், மெக்னீஸியம் போன்ற பல உலோக உப்புகள் உள்ளன.

உலோகங்கள் ஆக்ஸிஜனுடனோ அல்லது மற்ற அலோகங்களுடனோ வினைப்படாத இயல்பைப் பெற்றிருந்தால் அவை இயற்கையில் தனிம நிலையிலேயே உலோகங்களாகக் கிடைக்கின்றன: (உ - ம்.) தங்கம், வெள்ளி, பிளாடினம் போன்ற உயர்தர உலோகங்கள் மற்றவை ஆக்ஸிஜன், சல்பர், ஹாலஜன், முதலிய அலோகங்களுடன் வினைப் பட்டுக் கீழ்க்கண்ட தாதுக்களாகக் காணப்படுகின்றன.

(a) **ஆக்ஸைடு தாதுக்கள்:** ஹேமடைட்டு (Fe_2O_3); பாக்ஸைட்டு ($Al_2O_3 . 2H_2O$,); பைரோலூஸைட்டு (MnO_2); காஸிடிரைட்டு (SnO_2).

(b) **ஸல்பைடு தாதுக்கள்:** அயர்ன் பைரைட்ஸ் (FeS_2); சால்கோபைரைட்ஸ் ($CuFeS_2$); கலீனா (PbS); சின்னபார் (HgS); ஸிங்க்பிளன்ட்டு (ZnS).

(c) **கார்பனேட்டுத் தாதுக்கள்:** மேக்னஸைடு ($MgCO_3$), டோலமைட்டு ($CaCO_3 . MgCO_3$); ஸிடரைட்டு ($FeCO_3$); மாலகையிட்டு [$Cu(OH)_2 . CuCO_3$).

(d) **சல்பேட்டுத் தாதுக்கள்:** ப்ரைட்டீஸ் ($BaSO_4$); அன்ஹைட்ரைட் ($CaSO_4$); அங்கிலிஸைட்டு ($PbSO_4$); எப்ஸொமைட் ($MgSO_4 . 7H_2O$).

(e) **ஹாலைடு தாதுக்கள்:** கார்னலைட்டு ($KCl . MgCl_2 . 6H_2O$), ராக்ஸால்ட் ($NaCl$); ஹார்ன் ஸில்வர் ($AgCl$); ஃபுளுவோஸ்பார் (CaF_2); கிரையோலைட்டு ($AlF_3 . 3NaF$).

(f) **ஸிலிகேட்டுத் தாதுக்கள்:** அஸ்பெஸ்டாஸ் (கல்நார்) ($CaMg_3Si_4O_{12}$); காக்கைப்பொன் (மைக்கா) ($KAl_3H_2Si_3O_{12}$); ஃபெல்ஸ்பார் ($K_2O . Al_2O_3 . 6SiO_2$).

தாதுக்கள், கனிமங்கள் (Ores, minerals): இயற்கை நிலையில் கிடைக்கும் உலோகங்களின் சேர்மங்களைக் கனிமங்கள்

(minerals) என்பர். எந்தக் கனிமங்களிலிருந்து உலோகத்தைப் பொருளாதார ரீதியில் இலாபகரமாகப் பிரித்தெடுக்க முடியுமோ அந்தக் கனிமத்தை தாது (ore) என்று கூறுவர். கனிமங்களுடன் சேர்ந்து இயற்கையில் இருக்கும் கல், மண், பாறை முதலிய அன்னியப் பொருள்களைக் (மாசுகளை) காங்கு (gangue) என்பர். தாதுக்கள் (a) பாறைகளின் நடுவே படுகை (layer or bed) ஆகவும், (b) ஆங்காங்கு (சிதறலாக) திட்டுகளாகவும் (pockets), (c) பாறைகளின் நடுவே இடுக்குகளின் இடையே வீன் (vein) களாகவும் காணப்படுகிறது.

இந்தியாவின் கனிம வளம்

உலோகம்	கனிமங்கள்	கிடைக்குமிடங்கள்
I தொகுதி		
சோடியம்	கடலுப்பு, பாறை உப்பு	கடல் நீர், பஞ்சாப் உப்பு மலைகள், ராஜஸ்தான்
பொட்டாசியம்	வெடியுப்பு (KNO_3)	பிஹார், உத்தரப் பிரதேசம்
காப்பர்	சால்கோபைரைட்டீஸ்: ($CuFeS_2$)	பிஹார், ஒரிசா, மத்தியப் பிரதேசம்
	மாலகையிட்டு: $Cu(OH)_2$, $CuCO_3$	சிங்பம், ஹசாரிபாக், ஜபல்பூர், சிக்கிம்
சில்வர்	தனிமநிலையில் தங்கத்துடனும், $Pb-Zn$ உலோகங்களுடனும்	கோலார் தங்கச் சுரங்கம், மைசூர்
கோல்ட்டு	தனிமநிலையில் வெள்ளியுடன்	மைசூரில் உள்ள கோலார் சுரங்கங்களில்
II தொகுதி		
கால்சியம்	சுண்ணும்புக்கல் ($CaCO_3$)	பிஹாரிலுள்ள சதாரா மாவட்டம், மத்தியப் பிரதேசம் ராஜஸ்தான்
	ஜிப்சம் ($CaSO_4.2H_2O$)	ராஜஸ்தான், திருச்சி மாவட்டம், ஹிமாசலப் பிரதேசம்
பேரியம்	பரயிட்டீஸ் ($BaSO_4$)	கர்நூல் மாவட்டம், ஆந்திரப் பிரதேசம், ஆல்வார் மாவட்டம், ராஜஸ்தானம்
மக்னீஸியம்	மாங்னசையிட்டு: ($MgCO_3$)	சேலம் ஜில்லா படிவுகள் மிகப் பெரியது; பிஹார், ராஜஸ்தானம், உத்திரப் பிரதேசம்
சிங்கு	ஸ்பாலரைட்டு (ZnS)	ஜோட்பூர், பாட்வின்

உலோகம்	கனிமங்கள்	கிடைக்குமிடங்கள்
III தொகுதி		
அலுமினியம்	பாக்ஸைட்டு ($Al_2O_3 . 2H_2O$)	சேலம், பெல்காம், ஒரிசா, பாலகாடு
அபூர்வ மண் உலோகங்கள்	மானசைட்டு (Monazite)	கேரளம்
IV தொகுதி		
டின்	காஸிடிரைட்டு (SnO_2)	பிகாரில் உள்ள ஹசாரிபாக், ஒரிசா, ராஜபுதனம்
லெட்டு	கலிஞ (PbS) ஸெரூசைட்டு ($PbCO_3$)	பாட்வின், ஜெயப்பூர், சிட்ரல்
தோரியம்	மானசைட்டு	உலக முக்கியத்துவம் வாய்ந் தது, கேரளா
V தொகுதி		
ஆன்டிமனி	தனிமநிலையில் சல்பைடு கனிமங்கள்	அம்ஹர்ஸ்ட் மாவட்டம்
பிஸ்மத்	தனிமநிலையும் சல்பைடு கனிமங்களும்	அம்ஹர்ஸ்ட், டவர்ய
VI தொகுதி		
குரோமியம்	குரோமைட்டு ($FeO . Cr_2O_3$)	மைசூர், ஒரிசா, சிங்பம், ஆந்திரா
டங்ஸ்டன்	ஸீலைட்டு ($CaWO_4$) ஊல்ப்பிரமைட்டு $(Fe,Mn)WO_4$	ராஜஸ்தானம், பிஹார், மேற்கு வங்காளம்
VII தொகுதி		
மாங்கனீஸ்	பைரோலூசயிட்டு (MnO_2)	உலகில் இந்தியாவிற்கு மூன் ருவது இடம்; மத்தியப் பிர தேசம், தமிழகம், மைசூர் மகாராஷ்டிரம், ஒரிசா
VIII தொகுதி		
இரும்பு	ஹேமடையிட்டு (Fe_2O_3)	பிஹார், ஒரிசா, மத்தியப் பிர தேசம், சேலம் மாவட்டம், மைசூர்
நிக்கல்	காப்பர் கனிமங்களுடன்	கேரளா

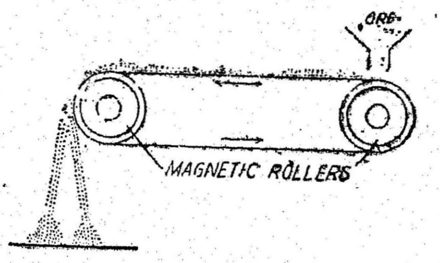
வெள்ளி, தங்கம், பாதரசம் போன்ற உலோகங்கள் இயற்கையில் உலோகங்களாகவே கிடைக்கின்றன; தாமிரம், ஸிங்கு, லெட்டு, டின் இரும்பு போன்றவைகளை அவற்றின் கனிமங்களிலிருந்து இலகுவில் கார்பனல் ஒடுக்குதல் போன்ற எளிய முறைகளில் தயாரிக்கலாம். ஆகையால் இவ்வுலோகங்களும் இவற்றின் கலவைகளான பித்தளை, வெண்கலம், எஃகு போன்றவைகளும் சரித்திர காலந்தொட்டே பழக்கத்தில் இருந்து வந்திருக்கின்றன. சோடியம், கால்சியம், மெக்னீசியம், வெனேடியம் போன்ற உலோகங்கள் மின்பகுப்பு முறை போன்ற நவீன முறைகளால்தான் பெறப்படுவதால், அண்மையில்தான் இவ்வுலோகங்கள் பிரித்தெடுக்கப்பட்டன. உலோகங்களை அவற்றின் தாதுக்களிலிருந்து பெற்று அவற்றைப் பயன்படுத்தும் முறைக்கு உலோகவியல் (metallurgy) என்று பெயர்.

தாதுக்களை அடர்ப்பித்தல் (Ore Dressing Concentration of Ores): இயற்கையில் கிடைக்கும் தாதுக்களுடன் கல், மண், பாறைகள் போன்ற மாசுகள் (gangue) கலந்திருக்கும். இம்மாசுகளைப் பெருவாரியாக நீக்கி தாதுக்களைத் தூய்மைப்படுத்தும் முறைக்கு அடர்ப்பித்தல் எனப் பெயர்.

(a) தாதுக்களை நொறுக்கிப் பொடியாக்கி மாசுகளைக் கையால் பொருக்கி எடுத்தல் (hand-picking).

(b) **கழுவுதல்** (washing): தங்கம், டின் ஸ்டோன் போன்ற அதிக ஒப்பு அடர்த்தியுள்ள பொருள்களை எளிதில் நீரின் உதவியால் இதனினும் மிகக் குறைந்த அடர்த்தியுள்ள பாறை, கல், மண் முதலிய மாசுகளினின்றும் பிரித்துவிடலாம்.

(c) **காந்த முறை**: இரும்பு மற்றும் டின் ஸ்டோன் (SnO_2) போன்ற பொருள்கள் காந்தத்தால் கவரப்படுவதால் இவற்றை வேண்டாத மாசு பொருள்களிலிருந்து பிரித்து நீக்கி விடலாம். (உ-ம்.) குரோமைட்டு கனிமத்தை சிலிகா கலந்த மாசுகளிலிருந்தும்; ரூடைல் (TiO_2)-ஐ அபடைட்டிலிருந்தும் [3 Ca $(PO_4)_2$, CaX_2], ஊல் பிரமைட்டை ($FeWO_4$) காஸிடிரைட்டிலிருந்தும் (SnO_2) இக்காந்த முறையில் பிரித்தெடுக்கலாம்.



படம் 33.

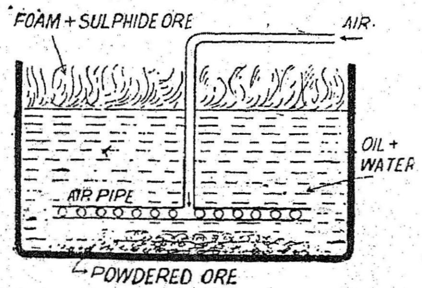
(d) **நிலை மின்முறையில் அடர்ப்பித்தல்** (Electrostatic Concentration): லெட்டு சல்பைடு நல்ல மின்கடத்தி; ஆனால் ஸிங்க்

சல்பைடு நல்ல மின்டத்தி அன்று. ஆகையால் இவ்விரண்டு உலோக சல்பைடுகளைத் தனித்தனியே பிரித்தெடுக்க இவற்றை நிலை மின்னேற்ற புலத்தில் (electro static field) கொண்டுவந்து பிரித்தெடுக்கிறார்கள்.

(e) **நுரைமிதப்பு முறை** (Froth Floatation): நீர்த்துளியைக் கண்ணாடி அகலில் விட்டால் அது கண்ணாடியை நனைத்துப் பரவலாகப் பரவுகிறது; ஆனால், பாதரசத் துளியைக் கண்ணாடி அகலில் வைத்தால், அது கண்ணாடியை நனைக்கமால் தனித் துளியாகவே இருக்கிறது. இதைப்போலவே உலோக சல்பைடுகள் சிலவகை எண்ணெய்களால் நனைக்கப்பட்டும் நீரால் நனைக்கப்படாமலும் செய்யப்பட்டுப் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

நுரை மிதப்பு முறை: குறைந்த செறிவுள்ள லெட்டு, ஸிங்க் மற்றும் காப்பர் முதலியவற்றின் சல்பைடு தாதுக்களையும் சில கார்பனேட்டு மற்றும் சிலிகேட்டு தாதுக்களையும் அடர்ப்பிக்க இம்முறை பயன்படுகிறது. இம்முறையில் நன்கு பொடியாக்கப்பட்ட தாது நீருடன் கலந்து மிதப்புத் தொட்டியில் வைக்கப்படுகிறது.

ıagne·
in m



படம் 34.

(a) யூகலிப்டஸ், பைன் எண்ணெய்கள் நிரந்தரமான காற்றுக் குமிழிகளை (frothers) உண்டாக்க உதவுகிறது.

(b) மிதக்கப்படும் துகளின் பரப்பில் நீரை வெறுக்கும் தன்மையை உண்டாக்க கலெக்டர் (collector) என்னும் பொருள்கள் உபயோகப்படுகின்றன. இவற்றிற்கு உதாரணம்: பீனால்கள், அமைல் ஆல்கஹால், சோடியம் ஈதைல் ஜான்தேட்டு (sodium ethyl xanthate).

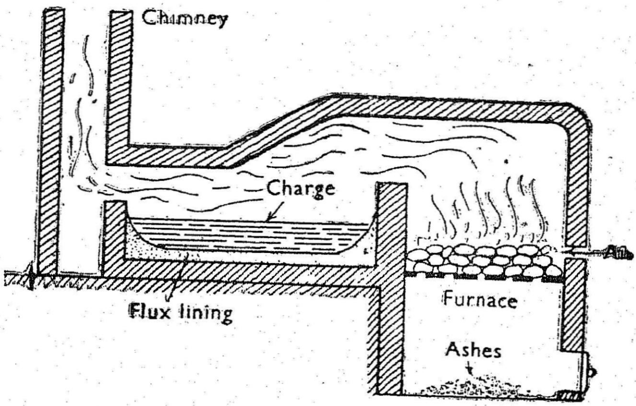
(c) கலெக்டர்களினுடைய பணியை நன்கு செய்ய ஊக்கப்படுத்தும் ஆக்டிவேட்டர்களையும் (activator) இங்கு உபயோகிக்கிறார்கள்.

(d) சோடியம் சையனைடு போன்ற பொருள்கள் தாழ்த்திகளாகப் (depressants) பயனாகின்றன.

தொட்டியில் உள்ள பொடியாக்கப்பட்ட தாதுக்களும் நீரும் அதிக அழுக்கத்தில் உள்ள காற்றால் நன்கு கலக்கப்பட்டு தாதுக்களின் துகள்கள் நுரையில் ஒட்டிக்கொண்டு வேறு ஒரு தொட்டிக்கு அகற்றப் படுகின்றன. மண், கல் போன்ற மாசுகள் நீரால் நனைக்கப்பட்டு,

கனமடைந்து, தொட்டியின் அடியில் படிகின்றன. நுரையை உலர்த்தி அடர்ப்பித்த தாதுவைப் பெறுகிறார்கள்.

நீற்றுதல் (Calcination), வறுத்தல் (Roasting) : இம்முறையில் எதிர் அனல் உலையில் (reverberatory furnace) தாது



படம் 35.

சூடேற்றப்படுகிறது. அப்பொழுது நீர், கார்பன் டையாக்ஸைடு முதலிய பொருள்கள் வெளியேற்றப்படுகின்றன. சல்பேட்டு தாதுக்கள் காற்றுடன் வினைப்பட்டு சல்பர் டையாக்ஸைடை விலக்குகின்றன.

$$Al_2O_3 . 2\,H_2O \rightarrow Al_2O_3 + 2\,H_2O$$
$$2\,Fe\,(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3\,H_2O$$
$$ZnCO_3 \rightarrow ZnO + CO_2$$
$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$$

படத்தில் காட்டியபடி இவ்வுலையில் ஹார்த் (hearth) அகன்றது. இதில் தாதுக்களை வைத்துச் சுடரைக் காற்றினால் தாதுக்களின் மேல் படும்படி சூடேற்றுகிறார்கள். சுடர் உலையின் மேல் பகுதியில் மோதி கீழ் நோக்கி தாதுவின்மேல் படும்படி அமைந்திருப்பதால், இவ்வுலைக்கு இப்பெயர் பொருந்தும். இவ்வுலையின் உட்பகுதிகள் வெப்பம் தாங்கவல்ல (refractory) மணல்.(silica) கற்களால் கவசமிடப்பட்டிருக்கும்.

உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting) : உருகிய நிலையில் உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முறைக்கு ஸ்மெல்டிங் என்று பெயர். வறுத்தெடுக்கப்பட்ட தாதுவுடன் கார்பன், நிலக்கரி, சுட்டகரி (coke) போன்ற ஏதாவது ஓர் ஒடுக்கியைக் கலந்து உலைகளில் சூடேற்றினால் பின்வரும் வினைகள் நிகழ்ந்து உலோகம் தனியே பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

$$Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO$$
$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$

வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருள்கள்
(Refractory Materials)

இவ்வகைப் பொருள்கள் அதிக வெப்ப நிலையிலும் உருகா; மிருதுத் தன்மையும் அடையா: திடீரென ஏற்படும் அதிவெப்பநிலையையும் குளிர்ந்த நிலையையும் தாங்கும்; அதிக அழுத்தமான நிலையிலும் நொறுங்கா; உலைகளில் உண்டாகும் கசடுகளின் அரிமானத்தைத் (corrosive action of slags) தாங்கவல்லது. இத்தகைய இயல்புகள் உள்ள வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருள்களை உலைகளின் உட்புறத்தில் கவசமிடுவதற்கும், அடுப்புகளின் உட்புறச் சுவர்கள் கட்டுவதற்கும், சூடாக இருக்கும் புகை போக்கியின் (chimneys) உட்பாகங்கள் கட்டுவதற்கும், மாற்று உலைகளிலும் (converter furnaces) பயன் படுத்துகிருர்கள். கீழ்க்கண்ட வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருள்களின் உச்ச வெப்ப எல்லைகள் வருமாறு :

சிலிகா—1750° ; பாக்ஸைட்டு—1800° ; அலுமினு—2000° ;

மெக்னீஷியா—2200° ; ஜிர்கோனியா—2600°.

இவ்வகைப் பொருள்களை நான்கு வகையாகப் பிரிக்கலாம் :

(a) 'அமில குணமுள்ளவை : சிலிகா, குவார்ட்சு, மணல் கற்கள்.

(b) கார குணமுள்ளவை : சுண்ணும்புக்கல், மாக்னசைட்டு, டாலமைட்டு.

(c) நடுநிலை குணமுள்ளவை : கிராஃபைட்டு ; குரோமைட்டு, எலும்புச் சாம்பல்.

(d) பாதி நடுநிலை குணமுள்ளவை : 60% சிலிகாவும் (SiO_2), 35% அலுமினு முதலியன உள்ள கலவைகள். இத்தகைய பொருள்களால் செய்யப்பட்ட கற்கள் தீயினுல் பாதிக்கப்படாததாகையால், இவற்றை தீக்கற்கள் (fire bricks) என்றும் கூறுவர்.

உலோகக் கசடுகளும் (Slags) இளக்கிகளும் (Fluxes) : தாதுக்களை அடர்ப்பித்த பிறகும் அவற்றில் பல மாசுகள் உள்ளன. இம்மாசுகள் இளக்கிகளுடன் வினைப்பட்டு உலோகக் கசடுகளைத் தருகின்றன. மாசுகள் CaO, Fe_2O_3 போன்று காரகுணமுள்ளதும் SiO_2, P_2O_5 போன்று அமில குணமுள்ளதுமாகும். மாசுகளின் தன்மைக்கேற்ப காரகுணமுள்ள இளக்கிகளையும் ($CaCO_3$), அமில குணமுள்ள இளக்கிகளையும் (SiO_2) பயன்படுத்துகிருர்கள்.

(a) $\underset{\text{மாசு}}{CaO} + \underset{\text{இளக்கி}}{SiO_2} \rightarrow \underset{\text{உலோகக் கசடு}}{CaSiO_3}$

(b) $\underset{\text{மாசு}}{SiO_2} + \underset{\text{இளக்கி}}{CaCO_3} \rightarrow \underset{\text{உலோகக் கசடு}}{CaSiO_3}$

(c) $\underset{\text{மாசு}}{SiO_2} + \underset{\text{இளக்கி}}{FeO} \rightarrow \underset{\text{உலோகக் கசடு}}{FeSiO_3}$

உலோகக் கசடுகள் சாதாரணமாகச் சிலிகேட்டுச் சேர்மங்கள்; உருகிய உலோகத்தின் மேல் (பாலாடைபோல்) மிதப்பதாலும் உருகிய உலோகத்தில் கரையாத தன்மை பெற்றிருப்பதாலும், உலோகக் கசடுகளை எளிதில் அப்புறப்படுத்தி நீக்கிவிடலாம். உலோகக் கசடுகளின் ஒப்பு அடர்த்தி, உருகுநிலை, பாய்தன்மை, பாகுநிலை (viscosity) முதலியவற்றைச் சுண்ணும்புக்கல், கால்சியம் ஃபுளோரைடு போன்ற பொருள்களை இளக்கியுடன் சேர்ப்பதன் மூலம் மாற்றியமைக்கலாம். சான்றாக, CaF_2 உருகியநிலை மிகக் குறைந்த பாகுநிலை பெற்று நன்கு பாயும் தன்மையுடையது. இதை உலோகக் கசடுகளின் பாய் தன்மையை (fluidity) அதிகரிக்கப் பயன்படுத்தலாம்.

உலைகள்
(Furnaces)

சுண்ணும்புக் கல்லுடன் கரியைச் சேர்த்து நன்கு காற்றுப் புகுந்து வினைப்படும்படி உள்ள காளவாய்கள் அல்லது சூளைகள் (kilns) நமது கிராமங்களில் வெளிப்பாகங்களில் இருப்பதைக் காணலாம்.

உலோக வியலில் பலவகை உபயோகங்களுக்கு ஏற்றபடி பலவித உலைகளைப் (furnaces) பயன்படுத்துகிறார்கள் :

(a) **ஊது உலை** (Blast furnace) : இதில் காற்று நன்கு உருகிய உலோகமுள்ள பகுதிக்குக் கீழே பாய்ச்சப்படுகிறது. எஃகு அத்தியாயத்தைப் பார்த்தால் இது செயல்படும் முறை புலனாகும்.

(b) **எதிர் அனல் உலை** (Reverberatory furnace) : இதன் அமைப்பையும் செயல்படும் முறையையும் வறுத்தல் பகுதியில் காண்க. இங்கு எரிமம் (fuel) ஓரிடத்தில் எரிக்கப்பட்டு, சூடான காற்றும் சுடரும் தாதுக்களின்மேல் படும்படி செய்து சூடேற்றப்படுகிறது.

(c) **மூட்ட வெப்ப உலை** (Muffle furnace) : இதில் எரிமத்தால் உண்டாகும் பொருள்கள் தாதுக்களை வந்தடையாதபடி அமைக்கப் பட்டுள்ளது. ஸிங்க் உலோகவியலில் இவ்வகை உலை பயன்படுத்தப் படுகிறது.

(d) **மின்னுலைகள்** (electric furnaces) : இவ்வகை உலைகள் மின்சாரம் மிகக் குறைந்த விலையில் கிடைக்குமிடங்களிலும், அதிக வெப்பம் தேவைப்பட்டபோதும், தூய உலோகங்கள் தயாரிக்க வேண்டும்போதும் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. மின் தூண்டல் உலை (induction furnace), மின்தடை உலை (resistence furnace), மின் வில் உலை (electrical arc furnace) என்ற பலவிதமான மின் உலைகளைப் பற்பல தேவைக்கேற்பப் பயன்படுத்துகிறார்கள்.

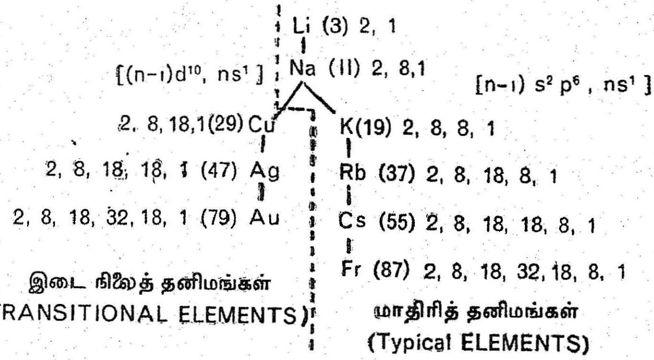
உலோகங்களின் மின்னியக்க விசைத் தொடர்
(Electromotive Force Series of Metals)

உலோகங்கள் பல்வேறு பண்புகளைப் பெற்றிருந்தாலும் அவற்றின் வேதியியல் வீரியத்தையும் மின்னியக்க விசையையும் ஒட்டியே அவற்றைக் கீழே காட்டியவாறு தொடராக அமைக்கலாம்.

உலோகங்கள்	
K, *Ba*, *Sr*, *Ca*, *Na*	இவை தண்ணீரிலிருந்து *H*ஐ வெளிப்படுத்தும். அமிலங்களுடன் மிக வீரியமாக வினைப்படும்.
Mg, *Al*, *Mn*, *Zn*, *Cr*, *Cd*, *Fe*	இவ்வுலோகங்கள் நீராவியிலிருந்தும் அமிலங்களிலிருந்தும் ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்தும்.
Co, *Ni*, *Sn*, *Pb*	இவ்வுலோகங்கள் அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்தும்.
H	
Cu, *Bi*, *Sb*, *Hg*, *Ag*	இவ்வுலோகங்கள் HNO_3 போன்ற ஆக்ஸிஜன் கொண்ட அமிலங்களுடன் வினைப்படும்.
Pt, *Au*	இவ்விரு உலோகங்களும் $HNO_3 + HCl$ உடன் வினைப்பட அதில் கரையும்.

உலோகங்கள்	
K, *Ba*, *Sr*, *Ca*, *Na*, *Mg*, *Al*, *Mn*, *Zn*, *Cr*, *Cd*	இவ்வுலோகங்கள் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்பட்டு ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கும்; இதன் ஆக்ஸைடுகளை ஹைட்ரஜனால் ஒடுக்க முடியாது.
Fe, *Co*, *Ni*, *Sn*, *Pb*, *H*, *Cu*, *Bi*, *Sb*, *Hg*	இவ்வுலோகங்கள் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்பட்டு ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன. ஹைட்ரஜன் இவ்வுலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகளை ஒடுக்கும்.
Hg, *Ag*, *Pt*, *Au*	இந்த நான்கு உலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகளை ஆக்ஸிஜனுடன் நேரே வினைப்படுத்திப் பெறுவதில்லை. இவ்வுலோக ஆக்ஸைடுகளைச் சூடேற்றினால் சிதைந்து உலோகத்தையும் ஆக்ஸிஜனையும் பெறலாம்.

21. முதல் தொகுதித் தனிமங்கள்



தனிம அட்டவணையின் முதல் தொகுதியிலுள்ள ஒன்பது தனிமங்களை (a) கார உலோக உபதொகுதியாகவும் (alkali metal subgroup elements *Li, Na, K, Rb, Cs, Fr*) மற்றும் (b) நாணய உலோக உபதொகுதியாகவும் (coinage metals *Cu, Ag, Au*) பிரிக்கலாம். ஹைட்ரஜனைக் கார உலோகப் பிரிவில் லித்தியத்திற்கு மேல் அமைப்பதும் உண்டு. அட்டவணையின் இரு கோடிகளிலும் உள்ள தொகுதிகளில் அமைந்த இரண்டு உபதொகுதி தனிமங்களுக்குள் ஒற்றுமையைக் காட்டிலும் வேற்றுமைகளே மிகையாகக் காணப்படுகின்றன. முதல் தொகுதியிலுள்ள கார, நாணய உபதொகுதியையும், ஏழாம் தொகுதியிலுள்ள ஹாலஜன், மாங்கனீஸ் குடும்பத் தனிமங்களையும் ஒப்பிட்டுப் பார்த்தால் இவ்வுண்மை நன்கு புலனாகும்.

எலெக்ட்ரான் அமைப்பும் கார உலோகங்களின் பொதுப் பண்புகளும் (Electronic Structure and the General Properties of Metals) எலெக்ட்ரான் அமைப்பைக் கொண்டு இத் தனிமங்களின் பண்புகளை நன்கு புரிந்துகொள்ளலாம். கார உலோக அணுக்களின் வெளி ஷெல்லில் ஒரே ஓர் எலெக்ட்ரான்தான் உண்டு;

இவற்றின் ஈற்றயல் ஷெல்லில், Liஇல் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களும் மற்றவற்றில் 8 எலெக்ட்ரான்களும் உள்ள நிலையான மந்த வாயுக்களின் அமைப்புக் காணப்படுகின்றன. எனவே, வெளி ஷெல்லிலுள்ள எலெக்ட்ரான் மிக எளிதில் விலக்கப்பட்டு ஓரிணை திறனுள்ள M^+ அயனி உண்டாகிறது. எல்லாத் தனிமங்களையும்விட கார உலோகங்களே மிக நேர்மின் தன்மையுடையன; அதனால் இவை சுடருக்கு நிறம் கொடுக்கின்றன. மிகச் சிறிய பருமனுடைய Li^+ அயனியைத் தவிர மற்றவைகளெல்லாம் அயனிப் பிணைப்புள்ள உப்புகளைத் தருகின்றன. இவை நீரில் மிகுதியாகக் கரைந்து அயனிகளைக் கொடுக்கின்றன. இவற்றின் ஆக்ஸைடுகளும் ஹைட்ராக்ஸைடுகளும், நிலையானவை; நீரில் கரைபவை; மற்றும் மிகுந்த காரத்தன்மையுடையவை. ஆகையால்தான் இவ்வுலோகங்கள் கார உலோகங்கள் எனப் பெயர்பெற்றன. கார உலோகக் கார்பனேட்டுகள் வெப்பத்தால் சிதையா; நீரில் கரைந்து வீரியம் குறைந்த காரங்களைக் கொடுக்கும். இவற்றின் பைகார்பனேட்டுகளைத் திண்ம நிலையிலும், கரைசல் நிலையிலும் சூடேற்றினால் CO_2-ஐ இழக்கும். இவ்வுலோகங்கள் மிகுந்த வீரியமுள்ளவை. காற்றுடனும் நீருடனும் வினைப்படும். எனவே, இவற்றை ஹைட்ரோகார்பன் நீர்மங்களில் (liquids) சேமித்து வைக்கிறார்கள். இவை அணைவுச் சேர்மங்களைத் (Complex compounds) தருவதில்லை. கார உலோகங்கள், அம்மோனியா நீர்மத்தில் (liquid ammonia) கரைந்து நீர்த்த நிலையில் நீலநிறக் கரைசல்களையும் அடர்நிலையில் வெண்கல நிறக் கரைசல்களையும் கொடுக்கின்றன. எனவே, கார உலோகங்களை மாதிரித் தனிமங்கள் (typical or representative elements) என்று அழைப்பர். இவ்வகைத் தனிமங்களை நாணய உலோகங்கள் போன்றவைகளினின்று வேறுபடுத்திக் காணல் வேண்டும்.

கார உலோகங்களின் பௌதிக மாறிலிகள்

(Physical Constants of Alkali Metals)

பண்புகள்	Li	Na	K	Rb	Cs
அணு எண்	3	11	19	37	55
ஒப்பு அடர்த்தி	0·54	0·97	0·86	1·53	1·90
அணு பருமன்	12·97	23·68	45·36	55·80	69·95
அணு ஆரம்	1·23	1·57	2·03	2·16	2·35
அயனி ஆரம், M^+	0·60	0·95	1·33	1·48	1·69
உருகுநிலை	179°	97·9°	63·5°	39°	28·45°

பண்புகள்	Li	Na	K	Rb	Cs
கொதிநிலை	1336°	882·9°	857·5°	700°	670°
உரிமை வெப்பம், 0°-ல்	0·941	0·281	0·173	0·080	0·052
நீரேற்றும் வெப்பம்	123	97	77	70	63
அயனியாக்கும் மின்னழுத்தம் (ev)	5·39	5·14	4·34	4·18	3·89
எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்	1·0	0·9	0·8	0·8	0·7

மேற்கண்ட அட்டவணையிலிருந்து, (a) Li இன் பண்புகள் மற்றவற்றினின்றும் மாறுபடுவதைக் காண்க ; (b) சில பண்புகளில் சோடியம் மற்றக் கார உலோகங்களினின்றும் மாறுபடுவது இவற்றின் பௌதிக மாறிலிகளிலிருந்து புலனாகிறது.

கார உலோகங்களின் பொது வினைகள்
(Common Reactions of Alkali Metals)

$$M+\tfrac{1}{2}x_2 \rightarrow MX$$
$$M+O \rightarrow M_2O,\ M_2O_2,\ MO_2$$
$$M+S \rightarrow M_2S$$
$$M+N/P \rightarrow M_3N,\ M_3P,\ M_3As,\ M_3Sb$$
$$M+H^+ \rightarrow M^+ + \tfrac{1}{2}H_2$$

$$M \rightarrow \begin{cases} \xrightarrow{H_2O} \tfrac{1}{2}H_2+MOH & \text{(உலோக ஹைட்டிராக்ஸைடு)} \\ \xrightarrow{ROH} \tfrac{1}{2}H_2+MOR & \text{(உலோக ஆல்கஹலேட்டு)} \\ \xrightarrow{NH_3} \tfrac{1}{2}H_2+MNH_2 & \text{(உலோக எமைடு)} \end{cases}$$

கார உலோக அயனிகள் நிறமற்றவை. ^{40}K, ^{87}Rb இவ்விரண்டு ஐஸோடோப்புகளும் β கதிர்களை வெளிவிடும் கதிரியக்கமுள்ள அணுக்கள். ^{41}K, ^{85}Rb—இவ் ஐஸோடோப்புகள் கதிரியக்கம் அற்றவை. பெரும்பாலான கார உலோகச் சேர்மங்கள் நீரில் கரையும் ; நீரில் கரையாத சேர்மங்கள் பின்வருவன :

LiF, Li_2CO_3, Li_3PO_4; பொட்டாஸியம், ரூபீடியம், சீஸியம் ஆகியவற்றின் ஹைட்ரஜன் டார்ட்ரேட்டுகள், குளோரோபிளாட்டினேட்டுகள் நீரில் மிகக் குறைந்த அளவே கரையும். டைபொட்டாசியம் சோடியம் ஹெக்சா நைட்ரைட்டோ கோபால்டேட்டு (III) [$K_2NaCO(NO_2)_6$] என்பதும் சோடியம் ஆன்டிமொனேட்டு, $NaSb(OH)_6$ என்பதும் முறையே K, Na உலோகங்களின் மிகக் குறைந்த கரைதிறனுடைய சேர்மங்கள்.

கார, நாணய உலோகங்களுக்கிடையே உள்ள ஒற்றுமை வேற்றுமைகள் : இவ்விரண்டு வகை தனிமங்களின் ஓரிணைச் சேர் மங்கள் நிறமற்றவை; $NaCl$, KCl, Cu_2Cl_2, $AgCl$. இதுவே இவ் விரண்டு வகை தனிமங்களுக்கிடையேயுள்ள ஒற்றுமை.

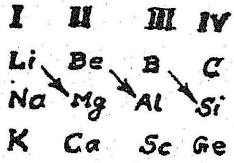
வேற்றுமைகள்

கார உலோகங்கள்	நாணய உலோகங்கள்
(1) உலோகங்கள் : வெண்ணிற மானவை; மென்மையானவை. குறைந்த ஒப்பு அடர்த்தி, உருகு நிலை, கொதிநிலைகளைக் கொண் டவை; வீரியமுள்ளவை; நீரு டன் வினைப்படும்; மாருத ஓரிணை திறனுடையன; எளிதில் தீப்பற்றி எரியும்.	(1) சில்வர் வெண்ணிறமுள்ளது. காப்பரும் கோல்டும் முறையே செந்நிறமும் பொன்நிறமும் உடையன. மிகுந்த ஒப்பு அடர்த்தியும், உருகு, கொதிநிலை களையும் கொண்டவை. இயற் கையில் தனிம நிலையில் கிடைக் கும். இதன் அயனிகள் மாறுபடும் இணைதிறன்களைக் கொண்டவை.
(2) ஹாலைடுகள் நீரில் கரையும்.	(2) ஓரிணை திறனுடைய உலோக ஹாலைடுகள் நீரில் கரையா (Cu_2Cl_2, $AgCl$)
(3) ஆக்ஸைடுகள், ஹைட்ராக் ஸைடுகள் நிலையானவை; நீரில் கரைபவை; வீரியமுள்ள காரங் கள். இவற்றின் ஆக்ஸைடுகளை எளிதில் ஒடுக்க முடியாது.	(3) ஆக்ஸைடுகள், ஹைட்ராக் ஸைடுகள் நிலையற்றவை; நீரில் கரையா; ஆக்ஸைடுகளை எளி தில் ஒடுக்கி உலோகத்தைப் பெறலாம்.
(4) கார்பனேட்டுகள், நைட் ரேட்டுகள், அசெட்டேட்டுகள் நிலையானவை; வெப்பச் சிதை வுக்கு உட்படாதவை.	(4) இவை நிலையற்றவை; எளி தில் வெப்பச் சிதைவுக்கு உட் படும்.
(5) உலோகங்கள் ஹைட்ரஜ னுடன் இணைந்து ஹைட்ரைடு களைக் கொடுக்கும்.	(5) ஹைட்ரைடுகளைக் கொடுக் காது.
(6) இவைகள் அணைவுச் சேர்மங் களை எளிதல் தரா.	(6) அணைவுச் சேர்மங்களை தரும்.
(7) இவ்வயனிகள் நிறமற்றவை.	(7) இவைகளின் பல அயனிகள் நிறம் கொண்டவை; Cu^{+2} நீலம்.
(8) இவற்றின் உலோகக் கலவை கள் புழக்கத்தில் இல்லை.	(8) இவற்றின் உலோகக் கலவை கள் தினசரி வாழ்விலும்கூடப் பயனாகின்றன.

லித்தியத்தின் தனிப் பண்புகள்
(Special properties of Li)

தனிம அட்டவணையில் ஒவ்வொரு தொகுதியிலும் முதலிலுள்ள தனிமம் மற்றத் தனிமங்களினின்று பல பண்புகளில் மாறுபட்டிருக்

கின்றன. இவ்வுண்மை Li, Be, B, C, N, O, F முதலியவற்றின் தனிப் பண்புகளை நோக்குமிடத்துப் புலனாகும். மேலும் தொகுதியில் முதலிடம் பெறும் இவ்வகைத் தனிமங்கள், வலப் பக்கத்திலுள்ள தொகுதியின் இரண்டாவது தனிமத்தின் பண்புகளைப் பெரிதும் ஒத்திருக்கின்றன. அட்டவணையில் வலப்பக்கம் செல்லும்போது தனிமங்களின் அலோகப் பண்புகள் அதிகரிக்கின்றன. ஆனால், ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழே செல்லும்பொழுது உலோகப் பண்புகள் மிகையாகின்றன. ஆகையால் மூலை விட்டத்தில் உள்ள (diagonal relationship) தனிமங்கள் ஒத்த பண்புகளைக் கொண்டவைகளாக இருக்கின்றன.



(i) **கீழ்க்கண்ட பண்புகளில் Li மற்றக் கார உலோகங்களினின்றும் மாறுபட்டு இருக்கிறது:** பௌதிக மாறிலிகள் அட்டவணையையும் காண்க.

லித்தியம் மிக உறுதியான உலோகம். இவ்வுலோகத்தின் OH^-, CO_3^{-2}, F^-, PO_4^{-3}, நீரில் கரையா. $LiCl$ மற்றும் $LiNO_3$ ஆல்கஹாலில் கரையும். இதன் கார்பனேட்டும் நைட்ரேட்டும் வெப்பச் சிதைவுக்கு உட்படும். இவ்வுலோகம் மட்டும் N, C, Si போன்ற அலோகங்களுடன் வினைப்பட்டு முறையே, Li_3N, Li_2C_2, மற்றும் Li_2Si_2 ஆகிய சேர்மங்களைத் தருகின்றன. Li^+ அயனி மிக்க நீரேற்றம் கொண்டது.

(ii) **கீழ்க்கண்ட பண்புகளில் லித்தியம் இரண்டாம் தொகுதியிலுள்ள இரண்டாம் தனிமமான மக்னீசியத்தை ஒத்துள்ளது:** இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள், ஹைட்ராக்ஸைடுகள், பாஸ்பேட்டுகள் நீரில் மிகக் குறைந்த அளவே கரையும். இவற்றின் நைட்ரேட்டுகளையும் கார்பனேட்டுகளையும் வெப்பத்தால் சிதைத்தால் ஆக்ஸைடுகளைப் பெறலாம். இவ்வயனிகள் மிக நீரேற்றம் கொள்ளும் தன்மையுடையவையாதலால், $LiCl$, $MgCl_2$ போன்ற சேர்மங்கள் ஈரக் காற்றில் கரைசல்களாக மாறுகின்றன. இவற்றின் பைகார்பனேட்டுக் கரைசல்களைக் கொதிக்கவைத்து CO_2-ஐ வெளியேற்றலாம்.

நாணய உபதொகுதித் தனிமங்கள்

இத் தொகுதியில் காப்பர், சில்வர், கோல்டு ஆகிய உலோகங்கள் அடங்கியுள்ளன. இவ்வுலோக அணுக்களின் வெளி ஷெல்லில் ஓர்

எலெக்ட்ரானும் ஈற்றயல் ஷெல்லில் $(n-1)s^2p^6d^{10}$ அமைப்புள்ள 18 எலெக்ட்ரான்களும் உள்ளன. ns எலெக்ட்ரானையும் $(n-1)d$ எலெக்ட்ரானையும் நீக்குவதற்குத் தேவைப்படும் ஆற்றல் தோராயமாகச் சமமாக உள்ளதால், ஈற்றயல் உபஷெல் dயிலிருந்து ஒன்று அல்லது இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் நீக்கப்பட்டு Cu^{+2}, Au^{+3} போன்ற அயனிகள் பெறப்படுகின்றன.

இடைநிலை உலோகங்களின் பொதுப் பண்புகள் (General characteristics of transitional metals): இவை இருவகைப்படும்: (a) **இடைநிலை உலோகங்கள்:** Cu, Zn, Ti, V, Cr, Mn, Fe குடும்ப உபதொகுதி உலோகங்கள். (b) அக இடைநிலை உலோகங்கள் (inner-transitional elements) La-லிருந்து Lw வரை உள்ள 15 லார்தனைடு தனிமங்களும் Ac-யிலிருந்து Lw வரையுள்ள 15 ஆக்டினைடு தனிமங்களும் இப்பிரிவைச் சேர்ந்தவை. இவ்வகை அணுவின் வெளி ஷெல்லில் (outermost shell) இரண்டு எலெக்ட்ரான்களும், ஈற்றயல் ஷெல்லில் (penultimate shell) 18 எலெக்ட்ரான்களும் அக ஈற்றயல் ஷெல்லின் (antepenultimate shell) உப ஷெல்லில் ஒன்று முதல் 14 எலெக்ட்ரான்களும் உள்ளன. ($[n-2)f^{1-14}$, $(n-1)d^{10}$, $ns^2]$.

இவ்விருவகை இடைநிலை உலோகங்கள் மிகையான ஒப்பு அடர்த்தி, உருகுநிலை, கொதிநிலை கொண்டவை. பல வினைகளில் இவை வேகமாற்றிகளாகப் பயனுகின்றன. ஒவ்வோர் உலோகமும் பல இணை திறன்களைக் காட்டுகிறது; அயனிகள் நிறமுள்ளவை; பாரா காந்த இயல்புள்ளவை (paramagnetic); இவை அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகின்றன. இந்த இடைநிலைத் தனிமங்கள் உறுதியானவை. இவற்றின் அயனிகள் பல இணை திறனுடையவை; பன்னிறங் கொண்டவை.

நாணய உலோகங்களின் பௌதிக மாறிலிகள்

பண்புகள்	Cu	Ag	Au
அணு எண்	29	47	79
இணைதிறன்	1, 2	1, 2	1, 2, 3
ஒப்பு அடர்த்தி	8·92	10·50	19·32
அணு ஆரம், $A°$	1·27	1·44	1·44
M^+ அயனி ஆரம், A	0·96	1·26	1·37
உருகுநிலை	1083	960·5	1063
கொதிநிலை	2310	1950	2600
அயனியாக்கும் மின் அழுத்தம், ev	7·72	7·57	9·22

நாணய உலோகங்கள் பல இடங்களில் இயற்கையில் தனிம நிலையிலேயே கிடைக்கின்றன; ஏனெனில், இவைகள் காற்றுலும் நீராலும் மிகுதியாகப் பாதிக்கப்படுவதில்லை. இவைகள் அன்றுட வாழ்க்கைக்குப் பயன்படும் பல பயனுள்ள உலோகக் கலவைகளைத் தருகின்றன. நாணய உலோகங்கள் அட்டவணையில் எட்டாம் தொகுதியிலுள்ள Fe, Co, Ni, Pt குடும்ப உலோகங்களைப் பல பண்புகளில் ஒத்துள்ளன.

தொகுதி VIII	தொகுதி I	பண்புகள்
Fe–Co–Ni	Cu	நிறமுள்ள நிலையான M^{+2} அயனிகள்; Cu^{+2} நீலம்; Fe^{+2} பச்சை; Ni^{+2} பச்சை.
Ru–Rh–Pd	Ag	வெண்ணிற உலோகங்கள்; குளோரோரைடு அணைவுகளைத் தருகின்றன: $[PdCl_4]^{-2}$; $[AgCl_2]^{-1}$
Os–Ir–Pt	Au	மிக்க விலையுள்ள நகையில் உபயோகப் படுத்தப்படும் உயர் உலோகங்கள். Ptவும் Auவும் இராஜத் திராவகத்தில் கரைகின்றன. இவற்றின் அணைவு அமிலங்கள் H_2PtCl_6, $HAuCl_4$.

நாணய உலோகங்கள் 1000° மேற்பட்ட உருகுநிலையையும் மிக நல்ல வெப்பம் மற்றும் மின்கடத்தும் திறனும் பெற்றவை. Cu, Ag ஆக்ஸி அமிலங்களில் கரையும்; ஆனல், Au இராஜத் திராவகத்தில் தான் (aqua regia) கரையும்.

காப்பர்: Cu^{+1} அயனி திண்ம நிலையிலும் வாயு நிலையிலுமே நிலையானது; நீரில் Cu^{+2} ஆகச் சிதைவுறும்: $2Cu^{+} \rightarrow Cu\downarrow + Cu^{+2}$; Cu^{+2} அயனி நீலநிறமுடையது.

சில்வர்: Ag^{+1} நிறமற்றது; Ag^{+2} சேர்மங்கள் நிலையானதல்ல. அணைவுச் சேர்மங்களில் Ag^{+2} நிலையான தன்மையடைகிறது.

கோல்டு: Cu^{+1} அயனி போன்றே Au^{+} அயனியும் நீரில் நிலையில்லாதது: $3Au^{+3} \rightarrow 2Au\downarrow + Au^{+3}$.

21-a. லித்தியம்
(Lithium)

வரலாறு : ஆர்ஃவெட்சன் என்ற வேதியல் நிபுணரால் 1817ஆம் வருடம் பெட்டலைட்டு என்ற தாதுவிலிருந்து இவ்வுலோகம் கண்டு பிடிக்கப்பட்டது. நிறநிரல் (spectroscopy) ஆய்வுகளிலிருந்து இவ்வுலோகம் கனிமங்களில் மாத்திரமே யன்றி, தாவரங்களிலும் மற்ற உயிரினங்களிலும் இருப்பதாகத் தெரியவருகிறது.

தோற்றம் : மிகச் சிறிய அளவில் இருந்தபோதிலும் இவ்வுலோகம் இயற்கையில் பரவலாகக் காணப்படுகிறது. தாவரங்களின் சாம்பலிலும் இவ்வுலோகம் காணப்படுகிறது; பூமியின் மேலோட்டில் லெட்டைப் போன்று இருமடங்கும், போரானைப் போன்று நான்கு மடங்கு அளவிலும் இவ்வுலோகம் கிடைக்கிறது. இதன் முக்கிய கனிமங்கள் பின்வருமாறு :

(a) ஸ்பாண்டுமீன் (Spondumene). இதன் உள்ளமைப்பு $LiAl(SiO_3)_2$. வட அமெரிக்கா, கனடா, ஆப்பிரிக்கா முதலிய நாடுகளில் இது அதிகம் கிடைக்கிறது.

(b) லித்தியா மைக்கா (Lithia Mica). லெபிடோலைட்டு $(Li, K, Na)_2 . AP_2(SiO_3)_3(F . OH)_2$.

(c) ஆம்பில்கோனைட்டு (Amblygonite) $Li(AlF)PO_4$.

(d) பெட்டலைட்டு (Petalite) $LiAl(Si_2O_5)$.

இந்தியாவில் லெபிடோலைட்டு பீகார், காஷ்மீர், மைசூர், ராஜபுதனம் ஆகிய இடங்களில் கிடைக்கிறது.

உலோகவியல் : கனிமங்களில் இவ்வுலோகம் மற்றக் கார உலோகச் சேர்மங்களுடன் சேர்ந்து காணப்படுகிறது. லித்திய சேர்மங்களைப் பிரித்தெடுக்கப் பின்வரும் அதன் பண்புகள் பயன்படுகின்றன; இதன் குளோரைடு மற்றக் கார உலோகக் குளோரைடுகளைப் போலல்லாது கரிம கரைப்பான்களாகிய ஆல்கஹால், பிரிடின் போன்ற திரவங்களில்

கரையும். கார உலோகக் கார்பனேட்டுகளில் லித்தியம் கார்பனேட்டு மட்டும்தான் நீரில் கரையாது.

(i) முதலில் தூய லித்தியக் கனிமத்திலிருந்து தூய லித்தியம் குளோரைடைத் தயாரித்தல்; (ii) பிறகு குளோரைடிலிருந்து உலோகத்தை மின்பகுப்பு முறையில் பிரித்தெடுத்தல்.

(ஃ) லெபிடோலைட்டு போன்ற சிலிகேட்டுக் கனிமங்களை அதன் இரண்டு மடங்கு எடை பேரியம் கார்பனேட்டு, பொட்டாசியம் சல்பேட்டு மற்றும் பேரியம் சல்பேட்டுடன் சேர்த்து உருக்க வேண்டும். இவ்வுருகிய திரவம் இரண்டு பகுதிகளாகப் பிரிந்திருக்கும். கீழுள்ள பகுதியில் $BaSO_4$, Al_2O_3, SiO_2 முதலியவை தங்கிவிடும். இதை நீக்கிவிடவும். மேற்பகுதியிலுள்ள கார உலோக சல்பேட்டுகளை நீரில் கரைத்து அதனுடன் $BaCl_2$-ஐச் சேர்க்கவும். வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும் $BaSO_4$-ஐ நீக்கிவிடவும். கரைசலில் Li, Na, K குளோரைடுகள் இருக்கின்றன. பிரிடினைப் (pyridine) பயன்படுத்தி $LiCl$-ஐ மற்றக் குளோரைடுகளிலிருந்து பிரித்தெடுக்கலாம்.

சிலிகேட்டுக் கனிமம் (Li, Na, Al, K, SiO_2)
$BaCO_3$, $BaSO_4$, K_2SO_4-உடன் உருக்கு

↓ மேற்பகுதி
K, Na, Li சல்பேட்டுகள்
நீரில் கரை

↓ கீழ்ப் பகுதி
SiO_2, $BaSO_4$, Al_2O_3.

(மேற்பகுதியிலிருந்து:)

↓ வீழ்படிவு
$BaSO_4$

↓ கரைசல்
Li, Na, K குளோரைடுகள்
↓ பிரிடினில் கரை
$LiCl$ மட்டுமே கரைகிறது.

(b) **கார்பனேட்டு முறை :** ஸ்பாண்டுமீனை 1000°-க்குச் சூடேற்றினால் அதிலுள்ள Al, Fe ஆக்சைடுகள் நீரில் கரையாத் தன்மை பெறுகின்றன. பின் குளிர்வித்து அதனுடன் சல்பூரிக் அமிலத்தை வினைப்படுத்தினால் உண்டாகும் பொருள்களில், லித்தியம் சல்பேட்டு மாத்திரம் நீரில் கரையும். இக்கரைசலைப் போதிய அளவு $CaCO_3$-ஐக் கொண்டு நடுநிலைக்குக் கொண்டுவரவேண்டும். அப்பொழுது வீழ்படிவாக வரும் $CaSO_4$-ஐ நீக்கிவிடலாம். பின்னர் Na_2CO_3-ஐப்

போதிய அளவு சேர்த்தால் Li_2CO_3 வீழ்படிவு கிடைக்கும். இக் கார்ப னேட்டைக் குளோரைடாக மாற்றி, தூய தனி ஆல்கஹால் மற்றும் உலர்ந்த ஈதர் மூலம் கரைத்துத் தூய்மைப்படுத்தி $LiCl$-ஐப் பிரித் தெடுக்கலாம்.

உருகிய $LiCl$-ஐ மின்னாற்பகுத்தல்: உலர்ந்த 60% $LiCl$+ 40% KCl கலவையை 450° வெப்பநிலையில் பீங்கான் மூசையில் கிராபைட்டு நேர்மின் முனையும் எஃகு எதிர்மின் முனையும் கொண்ட அமைப்பில் மின்னாற் பகுத்தால் லித்தியம் பிரிந்து எதிர்மின் முனையில் திரவ மட்டத்திற்கு மேல் எழுகிறது. இவ்வகையில் 99·5% தூய லித்தியத்தைப் பெறலாம். இது ஈரமற்ற ஈதர், கெரோசின் போன்ற கரிம திரவங்களில் சேமித்து வைக்கப்படுகிறது.

பண்புகள்: இது வெள்ளிபோன்ற உலோகப் பொலிவுள்ளது. மற்றக் கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் கடினமானது. ஆனால், லெட்டைக் காட்டிலும் மென்மையானது. இதன் உருகுநிலை 186°. இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 0·354. இதைக் கம்பியாக இழுக்கலாம்; மென் தகடாகத் தட்டலாம். இது ஒரு நல்ல வெப்பம் மற்றும் மின் கடத்தி யாகும். இவ்வுலோகமும் அதன் சேர்மங்களும் புன்சன் சுடருக்குக் கருஞ்சிவப்பு நிறத்தைத் தருகின்றன. அறை வெப்பநிலையில் உலர்ந்த காற்றுடன் வினைப்படாது. ஈரக்காற்றுடன் எளிதில் ஆக்சைடாக மாறுகிறது. 180°-க்குச் சூடேற்றினால் Li_2O ஆகவும் சிறிதளவு Li_2O_2 ஆகவும் மாறுகிறது. நீருடன் மெதுவாக வினைப்பட்டு ஹைடிரஜனை விலக்குகிறது. காரங்கள் இதனுடன் வினைப்படுவதில்லை. ஆனால், நேரடியாக இவ்வுலோகம் H_2, C, N_2, S மற்றும் ஹாலஜன்களுடன் சூடுற்ற நிலையில் வினைப்பட்டு இவற்றின் இரு தனிமச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது.

லித்தியம் கீழ்க்கண்ட அணுக்கரு மாற்ற வினைகளில் (nuclear reactions) பங்கு பெறுகிறது:

$$Li_3^7 + H_1^1 \rightarrow 2He_2^4$$
$$Li_3^6 + D_1^2 \rightarrow 2He_2^4$$
$$Li_3^6 + n_0^1 \rightarrow He_2^4 + H_1^3$$

இதன் சிறப்புப் பண்புகளும் மற்றும் தனிம அட்டவணையில் இதன் இடமும்: கார உலோகக் குடும்பத்துத் தனிமமாதலால், இது சில பண்புகளில் கார உலோகக் குடும்பத்தையும் பல பண்புகளில் அடுத்த கார மண் உலோகத் தனிமங்களையும் ஒத்திருக்கிறது. இதே போன்று Be, B, C, N, O, F ஆகிய அவ்வக் குடும்பத்து முதல்

தனிமங்கள் தன் குடும்பத்துக்கு ஒவ்வாத பல பண்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. $Li-Mg$, $Be-Al$, $B-Si$ என்ற உலோக ஜோடிகள் மூலை விட்டத் தொடர்பை உடையவையாதலால் இந்த ஜோடிகளில் பலவற்றுள் ஒத்த பண்புகள் காணப்படுகின்றன.

இதன் கார உலோகப் பண்புகள்: ஹாலைடுகள், நைட்டிரேட்டுகள் மற்றும் சல்பேட்டுகளின் நீரில் கரையும் தன்மை: லித்தியம் மாத்திரமே மற்றக் கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் கடினமானது, அதிக உருகுநிலை கொண்டிருப்பது; எளிதில் நைட்டிரஜனுடன் வினைப்படுவது; இதன் ஹாலைடுகள் கரிம கரைப்பான்களில் கரையும் தன்மையன. இதன் (OH^-), CO_3^{-2}, F^-, $(PO_4)^{-3}$ ஆகியவை நீரில் மிகவும் குறைவாகத்தான் கரையும். லித்தியம் ஹாலைடுகள் சக பிணைப்புள்ளவை.

லித்தியம் காரமண் உலோகங்களுடன் கீழ்க்கண்ட பல வகைகளில் ஒத்திருக்கிறது: Li_2CO_3, LiH வெகு எளிதில் சூடேற்றினால் அதன் ஆக்சைடாக மாறும்; LiF, Li_3PO_4 நீரில் மிகக் குறைந்த அளவில்தான் கரையும். Mg-ஐப் போன்று Li காற்றிலுள்ள நைட்டிரஜனுடன் ஆக்சிஜனைக் காட்டிலும் சிலாக்கியமாக வினைப்பட்டு நிறமுள்ள Li_3N ஆக மாறுகிறது.

பயன்கள்: உலோகவியலில் இதை ஆக்சிஜன் அகற்றுவதற்கும், வாயு மற்றும் கந்தகத்தை நீக்குவதற்கும், தூய்மைப்படுத்துவதற்கும் பயன்படுத்தலாம். $Li-Pb$, $Li-Mg$, $Li-Zn-Mg$ போன்ற உலோகக் கலவைகள் சிறப்புப் பண்புகள் உடையவை. இதன் சேர்மங்கள் கரிம வேதியியல் வினைகளில் மக்னீசியத்திற்குப் பதிலாக உபயோகப்படுகின்றன. இது ராக்கெட்டுகளில் எரிமமாகவும் (fuel) வெப்ப அணுக்கரு (thermonuclear) ஆற்றல் வினைகளிலும் பயன்படுகிறது.

சேர்மங்கள்: Li அயனி மிகச் சிறியது; அதிக மின்னேற்றச் செறிவுள்ளது (charge density). ஆகையால், இவ்வயனி இலகுவில் முனைவாக்கம் (polarisation) பெறுகிறது.

லித்தியம் ஹைட்ரைடு, LiH (Lithium hydride): லித்தியம் உலோகமும் ஹைடிரஜனும் செஞ்சூட்டில் வினைப்பட்டு இந்த ஹைடிரைடு கிடைக்கிறது. இவ்வெண் திண்மம் நிலையானது; நீருடன் வினைப்பட்டு ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$LiH + H_2O \rightarrow LiOH + H_2$$

உருகிய நிலையில் இது மின்கடத்தும்; மின்னாற்பகுத்தால் இவ்வுலோகம் எதிர்மின் முனையிலும், ஹைடிரஜன் நேர்மின் முனையிலும்

வெளிவரும். இது ஒரு வீரியமுள்ள ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாகும். ஆக்சைடுகள், குளோரைடுகள், சல்பைடுகள் மற்றும் CO_2-களைக் குறைக்கிறது. யுத்த காலங்களில் ஹைடிரஜனைப் பெருவாரியாகத் தயார் செய்ய இச் சேர்மம் உதவும். ஒரு கிலோகிராம் LiH நீருடன் வினைப்பட்டு 2800 லிட்டர் ஹைடிரஜனைக் கொடுக்கிறது.

லித்தியம் அலுமினியம் ஹைட்ரைடு, $LiAlH_4$ **(Lithium aluminium hydride):** LiH மற்றும் $AlCl_3$-ம் நீரற்ற ஈதரில் வினைப்பட்டு இது உண்டாகிறது.

$$4LiH + AlCl_3 \rightarrow LiAlH_4 + 3LiCl$$

இது அறை வெப்பநிலையில் உலர்ந்த காற்றில் நிலையாக இருக்கும் ஒரு வெண்திண்மம். சுமாராக ஈதரில் கரைவதால் இது கரிம வேதியியலில் பெருவாரியாக வீரியமுள்ள ஒடுக்கியாகச் செயல்படுகிறது.

$$LiAlH_4 + 4H_2O \rightarrow LiOH + Al(OH)_3 + 4H_2$$
$$LiAlH_4 + SnCl_4 \rightarrow LiCl + AlCl_3 + SnH_4$$
$$LiAlH_4 + 2B_2H_6 \rightarrow LiBH_4 + Al(BH_4)_3$$

லித்தியம் ஆக்ஸைடு, LiO **(Lithium Oxide):** இதன் கார்பனேட்டு, ஹைடிராக்சைடு, நைட்டிரேட்டில் ஏதாவதொன்றை 800° சூட்டில் ஹைட்டிரஜன் உள்ள சூழ்நிலையில் இதைத் தூயதாகத் தயாரிக்கலாம். இது மெதுவாக நீரில் கரைந்து $LiOH$-ஐக் கொடுக்கிறது. $LiOH$, $Ni-Fe$, $Ni-Cd$ சேம மின்கலங்களில் அவற்றின் ஆயுட்காலத்தை நீடிக்கப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

லித்தியம் பெராக்ஸைடு, Li_2O_2 **(Lithium peroxide):** இதைப் பின்வரும் முறையில் தயாரிக்கலாம்:

ஆல்கஹால் $+2LiOH + 2H_2O_2 + H_2O \rightarrow Li_2O_2 + H_2O_2,\ 3H_2O \downarrow$ பெற்ற சேர்மத்தை P_2O_5-ன் மேல் உலர்த்தினால் பெராக்சைடு கிடைக்கும்.

லித்தியம் ஃபுளூரைடு, LiF **(Lithium fluoride):** மற்றக் கார உலோகக் குளோரைடுகளைப் போலல்லாது LiF நீரில் மிகக் குறைந்த அளவில்தான் கரையும். நீரில் கரையும் லித்திய உப்புக் கரைசலோடு NH_4F கலந்தால் LiF வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும். இவ் வெண்ணிறமுள்ள திண்மம் காரமண் உலோக ஃபுளூரைடுகளை ஒத்திருக்கிறது. உலோகங்களை உருக்கிப் பிணைப்பதற்கும், எனுமல் செய்வதற்கும்,

மற்றும் வெற்றிட நிறநிரல் (vacuum spectroscopy) வரைவிகளி லுள்ள லென்சுகள் செய்வதற்கும் பயனுகிறது.

லித்தியம் குளோரைடு, $LiCl$ **(Lithium chloride) :** லித்தியம் உலோகத்தைக் குளோரின் வாயுவில் எரிப்பதன் மூலம் $LiCl$-ஐத் தயாரிக்கலாம்.

லித்தியம் ஹைடிராக்சைடை அல்லது லித்தியம் கார்பனேட்டை ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்துவதன் மூலம் $LiCl$-ஐத் தயாரிக்கலாம்.

குணங்கள் : இது வெண்மையான, மிகவும் நீர்க்கும் தன்மை யுள்ள திடப்பொருள். நீரில் கரையக்கூடியது. ஆல்கஹால், பிரிடின் போன்ற கரிம கரைப்பான்களிலும் கரையும். $LiCl$ கரைசலில் அம்மோனியா கரைந்து அம்மோனியேட்டுகளைக் கொடுக்கிறது. (உ-ம்.) $LiClNH_3$, $LiCl \cdot 2NH_3$; $LiCl \cdot 3NH_3$; $LiCl \cdot 4NH_3$. இவைகளைச் சூடுபடுத்தினுல் அம்மோனியா வெளிவிடப்பட்டு $LiCl$ மென்மைத் தன்மையுடைய பொருளாகக் கிடைக்கிறது.

பயன்கள் : அறைகளின் தட்பவெப்ப நிலையைச் செயற்கை முறையில் சீராக்கும்போது காற்றின் ஈரத்தைக் கட்டுப்படுத்த $LiCl$ பயனுகிறது. லித்தியம் உலோகத்தைத் தயாரிக்க இது பயன்படுகிறது. $LiBr$ மற்றும் LiI-ஐத் தயாரிக்க $LiCl$-க்குப் பயன்படுத்திய முறை யையே பின்பற்றலாம்.

லித்தியம் சல்ஃபேட்டு, Li_2SO_4 **(Lithium Sulphate) :** லித்தியம் உலோகம் அல்லது அதன் ஆக்சைடு, ஹைடிராக்சைடு, கார்பனேட்டை நீர்த்த H_2SO_4 அமிலத்தில் கரைத்தால் $Li_2SO_4 \cdot H_2O$ கிடைக்கும்.

இது நீரில் எளிதில் கரையக்கூடிய வெண்மையான திடப்பொருள். சோடியம், பொட்டாசியம், காப்பர் போன்ற உலோகங்களின் சல்பேட்டு களுடன் சேர்ந்து இரட்டை சல்பேட்டுகளைக் கொடுக்கிறது :

$$NaLiSO_4,\ KLiSO_4$$

லித்தியம் நைட்ரேட்டு, $LiNO_3$ **(Lithium nitrate) :** Li_2CO_3-ஐ அல்லது $LiOH$-ஐ HNO_3 அமிலத்தில் கரைப்பதன் மூலம் தயாரிக்கலாம். இது நிறமற்ற நீர்க்கும் தன்மையுடைய திடப்பொருள். நீரிலும் ஆல்கஹாலிலும் மிகவும் கரையும். இதைச் சூடுபடுத்தும் போது இதன் ஆக்சைடு உண்டாகிறது.

லித்தியம் கார்பனேட்டு, Li_2CO_3 (Lithium carbonate): அம்மோனியா கலந்த லித்தியம் உப்புக் கரைசலுடன் $(NH_4)_2CO_3$ கரைசலைச் சேர்த்தால் Li_2CO_3 வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இது வெண்மையான, நீரில் சிறிதே கரையக்கூடிய தூள். இந்தக் குணத்தில் மற்றக் கார உலோகக் கார்பனேட்டுகளுடன் இது வேறுபட்டிருக்கிறது. இதை 1000° வெப்பநிலைக்குக் கீழ் சூடுபடுத்தினால், சிதைந்து Li_2O-ஐயும் CO_2-யும் கொடுக்கிறது.

லித்தியம் பாஸ்பேட்டு, Li_3PO_4 (Lithium phosphate): பாஸ்பேட்டுக் கரைசலைக் கொதிக்கின்ற லித்தியம் உப்புக் கரைசலுடன் சேர்த்தால், Li_3PO_4 உண்டாகிறது.

இது நீரில் சிறிதே கரையக்கூடிய வெண்மையான திடப்பொருள்.

பகுப்பு முறையில் கண்டறிதல்: புன்சன் சுடருக்கு லித்தியம் உப்புகள் கருஞ்சிவப்பு நிறத்தைத் தரக்கூடியவை. லித்தியம் அயனி F^-, CO_3^{-2}, PO_4^{-3} அல்லது $C_2O_4^{-2}$ அயனிகளுடன் வீழ்படிவைத் தருகின்றது.

21-b. சோடியம்
(Sodium)

நீண்ட நாள்களாகச் சோடியத்தின் ஹைடிராக்ஸைடு ஒரு தனிமம் என்ற கருத்து நிலவிவந்தது. ஆனால், டேவி என்ற வேதியியல் நிபுணர் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடை ஒரு சேர்மம் என்று நிரூபித்து அதிலிருந்து சோடியம் உலோகத்தைப் பிரித்தெடுத்தார்.

தோற்றம்: இது ஒரு வீரியமிக்க உலோகமாதலால், இயற்கையில் தனிம நிலையில் இல்லாமல் சேர்ம நிலையிலேயே காணப்படுகிறது. இது பூமியின் மேலோட்டில் சுமாராக 2·4% அளவில் இருக்கிறது. இதன் முக்கிய கனிமங்கள் பின்வருமாறு:

(a) சோடியம் குளோரைடு ($NaCl$): இது கடல் நீரிலும் பூமிக் கடியில் உள்ள பாறைகளிலும் காணப்படுகிறது.

(b) சோடியம் நைட்டிரேட்டு ($NaNO_3$): சிலி என்ற தென் அமெரிக்க நாட்டில் காணப்படுவதால் இதற்கு இப் பெயர் வந்தது.

(c) சோடியம் கார்பனேட்டு (Na_2CO_3): இது எகிப்து, கலிபோர்னியா, வட இந்தியா ஆகிய இடங்களில் இயற்கையில் காணப்படுகிறது. இயற்கையில் கிடைக்கும் ட்ரோனா (trona) என்னும் படிவுகள் ($Na_2CO_3 . NaHCO_3 . 2H_2O$) இயைபைப் (composition) பெற்றுள்ளது.

உலோகவியல்

(1) **காஸ்ட்னர் முறை** (Castner Process): இவ்வுலோகம் உருகிய நிலை எரிகாரத்தை மின்பகுப்பு முறைக்கு உட்படுத்துவதன் மூலம் தயாரிக்கப்படுகிறது. இதில் இரும்புத் தண்டு எதிர்மின் முனையாகவும் நிக்கல் நேர்மின் முனையாகவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

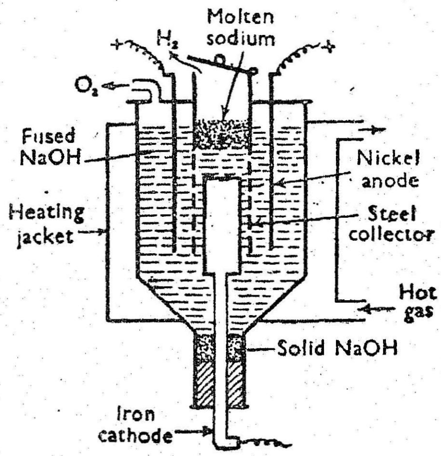
$Na\ OH \rightarrow Na^+ + (OH)^-$; $(OH)^- \rightarrow H^+ + O^{-2}$;

$Na^+ + e^- \rightarrow Na$ (எதிர்மின் முனையில்)

$2\,[O^{-2}] \rightarrow O_2 \uparrow + 4e^-$ (நேர்மின் முனையில்)

$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2 \uparrow$ (எதிர்மின் முனையில்)

படத்தில் காட்டியபடி உருகிய எரிசோடா ஓர் இரும்புப் பாத்திரத்தில் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. பாத்திரத்தின் அடிப்பாகத்தில் திண்மநிலை எரிசோடா வைக்கப்பட்டுள்ளது. உருகின எரிசோடாவினில் மின்சாரத்தைச் செலுத்தினால் எரிசோடா மின்பகுப்பு அடைகிறது. ஆக்ஸிஜன் நேர்மின் முனையிலும், ஹைட்ரஜன் எதிர்மின் முனையிலும் விடுவிக்கப்பட்டுச் சோடியம் மட்டும் சிறிய இரும்புப் பாத்திரத்தில் சேருகிறது. இதைத் தனியாகப் பிரித்தெடுக்கின்றனர்.

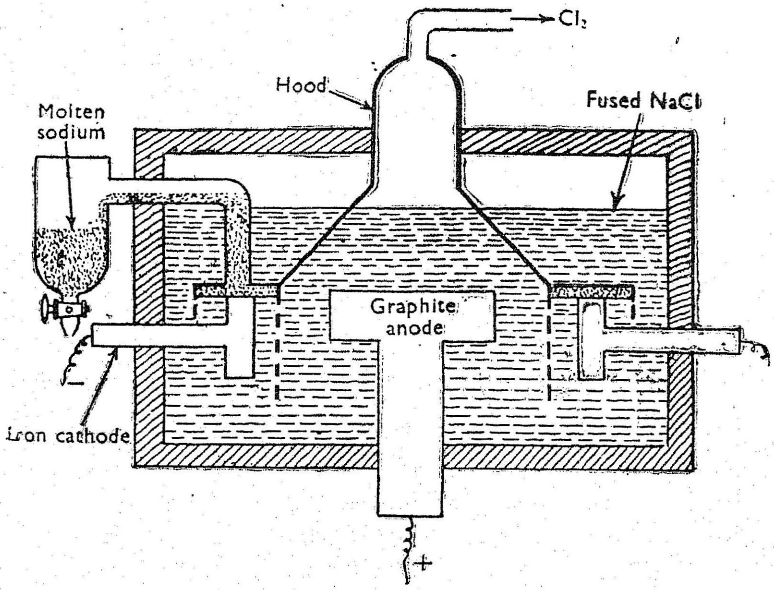


படம் 36.

(2) **டவுன் முறை (Down's Process):** தற்காலத்தில் பெரும்பாலும் சோடியம் உலோகம், உருகிய நிலை சோடியம் குளோரைடு உப்பை மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்துவதன் மூலம் தயாரிக்கப்படுகிறது. இம்முறையில் சோடியம் குளோரைடின் உருகுநிலையைக் குறைப்பதற்கு அதனுடன் சிறிதளவு $CaCl_2$ சேர்க்கப்படுகிறது ($NaCl$ 42% + $CaCl_2$ 58%).

படத்தில் (படம் 37) காட்டியபடி இரும்புப் பாத்திரத்தின் அடியிலிருந்து செல்லும் கார்பன் தண்டு நேர்மின் முனையாகவும், இதைச் சுற்றி உருளை வடிவில் உள்ள இரும்புக் குழல் எதிர்மின் முனையாகவும் பயன்படுகிறது. வெளிவிடப்பட்ட குளோரின் வாயு மீண்டும் சோடியம் உலோகத்துடன் இணையாமல் இருக்கும்பொருட்டு, ஒரு கம்பி வலை நேர்மின் முனைக்கும் எதிர்மின் முனைக்கும் இடையே வைக்கப்பட்டுள்ளது.

இரும்புப் பாத்திரத்திலுள்ள உருகியநிலை சோடியம் குளோரைடு உப்பில் மின்சாரத்தைச் செலுத்தினுல், உப்பு மின்பகுப்பு அடைந்து குளோரினை நேர்மின்முனையில் விடுவிக்கிறது. இங்கிருந்து குளோரின்



படம் 37.

வாயு கூம்பு போன்ற குழல் வழியாக வெளிச் செல்கிறது. எதிர்மின் முனையில் சேர்ந்துள்ள சோடியம் உருகின சோடியம் குளோரைடை விட லேசாக இருப்பதனுல் மிதந்து கொள்கலத்திற்கு வருகிறது. மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது உண்டாகும் மின்வினைகள் :

$$NaCl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}$$

$$2Na^{+} + 2e^{-} \rightarrow 2Na \quad \text{(எதிர்மின்முனையில்)}$$

$$2Cl^{-} - 2e^{-} \rightarrow 2Cl \rightarrow Cl_2 \quad \text{(நேர்மின்முனையில்)}$$

பண்புகள் : இது மென்மையான வெண்ணிற உலோகம் ; இது நீரைவிட இலேசானது ; ஆகையால், இது நீரின்மேல் மிதக்கிறது. வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் எளிதில் கடத்தும். இதை மண்ணெண்ணெயினுள் வைத்துப் பாதுகாக்க வேண்டும்.

இதைக் காற்றுப் படும்படி வைத்தால் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்பட்டு சோடியம் ஆக்ஸைடு, சோடியம் பெராக்ஸைடு ஆகியவற்றைக்

கொடுக்கிறது. நீருடன் வீரியத்துடன் வினைபுரிந்து சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடையும் ஹைட்ரஜனையும் உண்டாக்குகிறது.

$$2Na+2H_2O \rightarrow 2NaOH+H_2 \uparrow$$

சோடியத்தை அம்மோனியா வாயுவில் சூடு செய்யும்பொழுது சோடாமைடு (sodamide) கிடைக்கிறது.

$$2NH_3+2Na \xrightarrow{300-400^\circ C} 2NaNH_2+H_2$$

சூடாக்கப்பட்டால், சோடியம் அலோகங்களுடன் வினைபுரிகிறது :

$$2Na+Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

$$2Na+H_2 \rightarrow 2NaH$$

$$2Na+S \rightarrow Na_2S$$

பயன்கள் : சோடியம் பாதரசத்துடன் பல்வேறு உள்ளமைப்புள்ள இரசக் கலவையைக் கொடுக்கிறது. (உ - ம்) Na_3Hg, $NaHg_4$. சோடியம் ஆல்கஹாலுடன் வினைப்பட்டு சோடியம் ஈத்தாக்ஸைடைக் (C_2H_5ONa) கொடுக்கிறது. கரிம வேதியியல் பண்பறி பகுப்பு சோதனையின்போது பொருள்களைச் சோடியம் உலோகத்துடன் சேர்த்து உருகும்படி செய்து N, S ஹாலஜன்கள் முதலிய தனிமங்கள் இருப்பதைக் கண்டறிகிருர்கள். சோடியம் பெராக்ஸைடு, சோடியம் சயனைடு போன்ற சேர்மங்களைத் தயாரிக்கச் சோடியம் பயன்படுகிறது. போரன் மற்றும் சிலிகன் உலோகவியலில், சோடிய ரசக்கலவை ஒடுக்கியாகப் பயன்படுகிறது; மேலும் கரிம வேதியியலில் சோடிய ரசக்கலவை ஒரு கரணியாகப் பயன்படுகிறது. சாயங்கள், மருந்துகள், வாசனைப் பொருள்கள் முதலியவற்றைத் தயாரிக்கவும் செயற்கை ரப்பர் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. சோடியம், பொட்டாசியம் ஆகியவற்றின் உலோகக் கலவைகள், அணு உலைகளில் இருந்து வெப்பத்தைக் கடத்துவதற்குப் பயன்படுகிறது.

சோடியத்தின் சேர்மங்கள்

(1) **சோடியம் ஹைட்ரைடு,** NaH (Sodium hydride): சோடியம் உலோகத்தை ஹைட்ரஜன் வாயுவில் 370°C சூடுபடுத்தினால், சோடியம் ஹைட்ரைடு கிடைக்கிறது. இதை நீர் கொண்டு சிதைக்கும் பொழுது சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் ஹைட்ரஜனும் கிடைக்கின்றன. $NaH+H_2O \rightarrow NaOH+H_2$. இது ஃபுளூரின், குளோரின் போன்ற அலோகங்களில் பிரகாசத்துடன் எரிகிறது. NaH, கார்பன் டை-ஆக்ஸைடுடன் சேர்ந்து சோடியம் ஃபார்மேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$NaH+CO_2 \rightarrow HCOONa$$

(2) **சோடியம் ஆக்ஸைடு, Na_2O (Sodium Oxide):** சோடியம் உலோகத்தை ஈரமான காற்றில் சூடேற்றினால், அது எரிந்து Na_2O-ஐ உண்டாக்குகிறது. சோடியம் நைட்ரைட்டுடன் சோடியத்தைச் சூடு படுத்துவதன் மூலமும் தயாரிக்கலாம்.

$$2NaNO_2+6Na\rightarrow 4Na_2O+N_2$$

Na_2O நீருடன் வீரியத்துடன் வினைப்பட்டுச் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது.

$$Na_2O+H_2O\rightarrow 2NaOH$$

சோடியம் பெராக்ஸைடு, Na_2O_2 (Sodium, peroxide): கார்பன் டைஆக்ஸைடும் நீரும் நீக்கப்பட்ட காற்றுள்ள சூழ்நிலையில் 300° வெப்பத்தில் இரும்புக் குழாயின் வழியாகச் சோடியம் உலோகத்தைக் கொண்டுள்ள அலுமினியம் தட்டுகள் அனுப்பப்படுகின்றன. சோடியம் உலோகம் அதிக அளவிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்பட்டுச் சோடியம் பெராக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது.

சுத்தமான சோடியம் பெராக்ஸைடு ஒரு மஞ்சள் நிறப் பொடி. இதை ஈரக்காற்றுப் படும்படி வைக்கும்பொழுது வெண்ணிறமாக மாற்றம் அடைகிறது; ஏனெனில், இது நீர், கார்பன் டைஆக்ஸைடு களுடன் வினைப்பட்டுச் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு, சோடியம் கார்பனேட்டு ஆகியவைகளை உண்டாக்குகிறது. அறை வெப்பநிலையில் சூடான நீரை Na_2O_2 மீது ஊற்றினால் ஆக்ஸிஜன் வெளிவிடப்படுகிறது.

$$2Na_2O_2+2H_2O\rightarrow 4NaOH+O_2$$

சோடியம் பெராக்ஸைடு குளிர்ந்த நீர்த்த அமிலங்களுடன் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடையும், சூடான அடர் அமிலங்களுடன் ஆக்ஸிஜனையும் உண்டாக்குகிறது.

$$Na_2O_2+H_2SO_4\rightarrow Na_2SO_4+H_2O_2$$

$$2Na_2O_2+2H_2SO_4\rightarrow 2Na_2SO_4+2H_2O+O_2$$

இது ஒரு வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜனேற்றி. Na_2O_2 குரோமிக் சேர்மங்களைக் குரோமேட்டுகளாகவும் மாங்கனீசு சேர்மங்களை மாங்கனேட்டு களாகவும் ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2Cr(OH)_3+3Na_2O_2\rightarrow 2Na_2CrO_4+2H_2O+2NaOH$$

$$2Mn(OH)_2+4Na_2O_2\rightarrow 2Na_2MnO_4+4NaOH$$

சோடியம் பெராக்ஸைடை பென்சாயில் குளோரைடுடன் வினைப் படுத்துவதன்மூலம் பென்சாயில் பெராக்ஸைடைத் தயாரிக்கலாம். பின்னதைச் சிறந்த நிறம் நீக்கியாகப் பயன்படுத்தலாம்.

$$2C_6H_5COCl+Na_2O_2\rightarrow (C_6H_5CO)_2O_2+2NaCl$$

சோடியம் பெராக்ஸைடு மருத்துவமனைகளிலும், நீர்மூழ்கிக் கப்பல்களில் காற்றைச் சுத்தம் செய்வதற்கும் பயன்படுகிறது. (உ-ம்.) காற்றிலுள்ள CO_2 மற்றும் CO வாயுக்களை இது கீழே காட்டியபடி நீக்குகிறது.

$$Na_2O_2 \xrightarrow{CO} Na_2CO_3$$

$$2Na_2O_2 \xrightarrow{CO_2} 2Na_2CO_3 + O_2$$

'சோடா பிலீச்' என்று சொல்லப்படும் அமிலம் கலந்த Na_2O_2 மென்மையான துணிகளின் நிறத்தை நீக்கப் பயன்படுகிறது. இது 'ஆக்ஸோன்' (Oxone) என்ற பெயரில் ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கக் கூடிய பொருளாக விற்கப்படுகிறது. சோதனைச்சாலையில் இது ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியாகப் பயன்படுகிறது.

சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு, $NaOH$ **(Sodium hydroxide) :** (a) கொதிக்கும் சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலுடன் 10% கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்த்தால், இரட்டைச் சிதைவு ஏற்பட்டு நீரில் கரையாத கால்சியம் கார்பனேட்டும், சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடும் பெறப்படுகின்றன. நீரில் கரையாத $CaCO_3$-ஐ வடிகட்டி நீக்கியபின், கரைசலை ஆவியாக்குதலுக்கு உட்படுத்தினால், திண்ம சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கிடைக்கும்.

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + 2NaOH$$

(b) மின்பகுப்பு முறை : இம்முறையில் சோடியம் குளோரைடு கரைசலை மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்துவதன் மூலம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு தயாரிக்கப்படுகிறது. சோடியம் குளோரைடு கரைசலினுள் மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது ஏற்படும் வினைகள் :

(a) $2NaCl \rightleftharpoons 2Na^+ + 2Cl^-$

$$2Na^+ \xrightarrow{+2e^-} 2Na \text{ (எதிர்மின் முனையில்)}$$

$$2Cl^- \xrightarrow{-2e^-} Cl_2 \text{ (நேர்மின் முனையில்)}$$

(b) $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$

குளோரின், குளிர்ந்த நிலையிலேயே எளிதில் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் வினைப்பட்டுக் குளோரைடையும், ஹைப்போகுளோரைட்டையும் கொடுக்குமாதலால், எதிர்மின் முனையில் வெளிவிடப்பட்ட குளோரினைச் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் சேராமல் பார்த்துக்

கொள்வது மிகவும் அவசியமாகும். மேற்கண்ட வினை ஏற்படாமல் இருக்கக் கீழ்க்கண்ட முறைகளைக் கையாளலாம் :

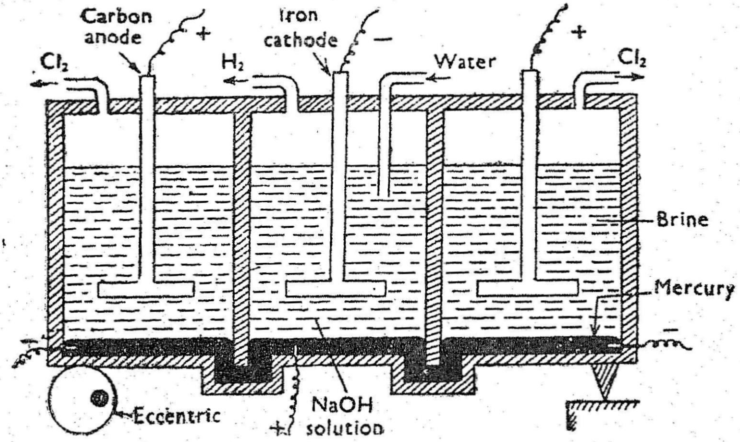
(1) நுண் துளைகள் கொண்ட விதானம் (porous diaphragm) உபயோகித்து நேர்மின்முனை எதிர்மின் முனையினின்று பிரித்தல். இது நெல்சன் முறையில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

(2) பாதரச எதிர்மின் முனை உபயோகித்தல். இது காஸ்ட்னர்-கெல்னர் முறையில் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது.

(1) நெல்சன் (Nelson) முறை : இதில் உட்பக்கம் கல்நார் பூசிய நுண்துளைகளைக் கொண்ட எஃகினால் செய்த குழாய் எதிர்மின் முனையாகப் பயன்படுகிறது. அத்தியாயம் 19(b)யில் கண்ட படத்தில் காட்டியபடி இந்தக் குழாய் எஃகு பாத்திரத்தில் தொங்கவிடப்படுகிறது. நேர்மின் முனையாக இருக்கும் கார்பன் தண்டு சோடியம் குளோரைடு கரைசலில் வைக்கப்படுகிறது. குழாயின் உட்பக்கம் பூசியுள்ள கல்நார் நேர்மின் முனையை எதிர்மின் முனையிலிருந்து பிரிக்கிறது. மின்சாரத்தைக் கரைசலினுள் செலுத்தியதும் குளோரின் நேர்மின் முனையில் வெளிப்படுகிறது. சோடியம் அணுக்கள் கல்நாரின் வழியாக நுழைந்து வெளிப்பாத்திரத்திற்குச் சென்று அங்கு வினைப்பட்டுச் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. இது பாத்திரத்தின் அடிப்பாகத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ள கொள்கலத்தில் சேகரிக்கப்படுகிறது.

(2) காஸ்ட்னர்-கெல்னர் முறை (Castner Kelner Process) : இம்முறையில் மூன்று பகுப்புகளைக் கொண்ட ஒரு பெரிய செவ்வக வடிவுள்ள இரும்புக் கலன் உபயோகப்படுகிறது. பாத்திரத்தை மூன்றாகப் பிரிக்கும் பிரிப்புகள் கலனின் அடிப்பாகத்தைத் தொடாதபடி சிறிது இடைவெளி விடப்பட்டு அமைக்கப்பட்டுள்ளன. கலனின் அடிப்பாகத்தில் பாதரசம் இருக்கிறது. மின்கலனின் ஒரு பகுப்பில் இருந்து மற்றொரு பகுப்பிற்குப் பாதரசத்தை நகரும்படி செய்வதற்காக அதன் அடிப்பாகத்தில் ஓரமைய சக்கரம் (eccentric wheel) ஒன்று பொருத்தப்பட்டுள்ளது. சோடியம் குளோரைடின் பூரிதக் கரைசல் மின்கலனின் வெளிப்பக்கப் பகுப்புகளிலும், நீர்த்த சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் மையப்பகுப்பிலும் வைக்கப்பட்டுள்ளது. வெளிப்பக்கப் பகுப்புகளில் இணைக்கப்பட்டுள்ள இரண்டு கரித் தண்டுகள் நேர்மின் முனையாகவும், நடுப் பகுப்புடன் இணைக்கப் பட்டுள்ள இரும்புத் தண்டுகள் எதிர்மின் முனையாகவும் உபயோகிக்கப் படுகின்றன. மின்சாரத்தைச் செலுத்தியதும் சோடியம் குளோரைடு கரைசல் மின்பகுப்பு அடைகிறது. குளோரின் வாயு எதிர்மின் முனைகளில் வெளிவிடப்படுகிறது. சோடியம், A, A பகுப்புகளில் உள்ள எதிர்மின்வாய்களாக வேலை செய்யும் பாதரசத்துடன் சேர்ந்து இரசக்

கலவை உண்டாகிறது. இவ்விதம் உண்டான இரசக் கலவை B பகுப்பிற்கு ஓரமையச் சக்கரத்தின் குலுக்கலினால் கொண்டுவரப்படுகிறது. இதில் இருக்கும் பாதரசம் நேர்மின் முனையாகப் பயன்படுகிறது. இதிலுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் மின்பகுப்பினால்



படம் 38.

உண்டான $(OH)^-$ அயனிகள் மின்னேற்றத்தை இழந்த பிறகு, இரசக் கலவையிலுள்ள சோடியத்துடன் வினைப்பட்டு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. எதிர்மின் முனையில் விடப்பட்ட சோடியம் நீருடன் வினைபுரிந்து சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடையும் ஹைட்ரஜனையும் உண்டாக்குகிறது. ஹைட்ரஜன் எதிர்மின் முனையிலிருந்து வெளியேறுகிறது.

$$(OH)^- + Na^+(Hg) \rightarrow NaOH$$ [பாதரச நேர்மின் முனையில்]

$$Na^+ + e^- \rightarrow Na \xrightarrow{H_2O} NaOH + H$$ [எதிர்மின் முனையில்]

கரைசலாக மின்கலனில் தங்கியிருக்கும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைக் காய்ச்சி நீரை ஆவியாகச் செய்து சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை எடுத்து, அதை உருளை வடிவில் தயாரிக்கிறார்கள்.

(3) **சால்வே மின்கலமுறை :** இம்முறையில் பகுதிகளே இல்லாத இரும்புக்கலன் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. மேலும் 19(b) அத்தியாயத்தில் படத்தில் காட்டியபடி கலனின் அடிப்பாகத்தில் ஒரு புறம் ஊற்றும் பாதரசம் மறுபக்கம் செல்லும்படியான அமைப்பை இது பெற்றுள்ளது. மின்கலனின் அடிப்பாகத்தில் நகரக்கூடிய இந்தப் பாதரசம் எதிர்மின்வாயாகப் பயன்படுகிறது. சோடியம் குளோரைடு

கரைசலில் தொங்கவிடப்பட்டுள்ள கிராபைட் தண்டுகள் நேர்மின் முனையாகச் செயல்படுகின்றன. மின்சாரம் கரைசலினுள் பாய்ந்ததும் கரைசல் மின்பகுப்பு அடைந்து குளோரினை நேர்மின்முனையில் வெளி விடுகிறது. சோடியம் பாதரசத்துடன் சேர்ந்து இரசக் கலவையாக மாறுகிறது. இதை அப்புறப்படுத்தி ஓர் இரும்புப் பாத்திரத்தில் நீருடன் வினைபுரியச்செய்து சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு தயாரிக்கலாம்.

பண்புகள் : இது ஒரு வெண்மையான திடப்பொருள். இது காற்றிலிருந்து ஈரத்தை ஈர்த்துக்கொண்டு நீர்த்துவிடும். நீரில் கரையும்பொழுது அதிக வெப்பத்துடன் கரையும். இதன் கரைசல் சோப்புபோல் வழவழப்பாயிருக்கும். மரம், துணி, ரப்பர், தோல் இவைகளை அரிக்கும் தன்மையுடையது. இது பொட்டாசியம் ஹைட் ராக்ஸைடைப் போலல்லாமல் ஆல்கஹாலில் சிறிய அளவிலேயே கரையக்கூடியது. இது அமிலங்களுடனும் அமில ஆக்ஸைடுகளுடனும் வினைப்பட்டு உப்புகளைத் தருகிறது. இது துத்தநாகம், அலுமினியம் ஆகிய உலோகங்களுடனும், சிலிகன் போன்ற அலோகங்களுடனும் சேர்ந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$Zn + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow$$
$$2Al + 6NaOH \rightarrow 2Na_3AlO_3 + 3H_2\uparrow$$
$$Si + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2\uparrow$$

குளிர்ந்த நீர்த்த சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் குளோரி னுடன் வினைபுரிந்து, சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் ஹைப்போ குளோரைட்டு ஆகியவற்றையும், சூடான அடர் சோடியம் ஹைட் ராக்ஸைடு கரைசல் குளோரினுடன் வினைபுரிந்து, சோடியம் குளோரை டையும், சோடியம் குளோரேட்டையும் தருகிறது.

$$2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$$
$$6NaOH + 3Cl_2 \rightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$$

அம்மோனியா உப்புகளுடன் வினைப்பட்டு எரிசோடா (Caustic soda) அம்மோனியா வாயுவை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O + NH_3$$

உலோக உப்புகளுடன் வினைபுரிந்து அவற்றின் ஹைட்ராக் ஸைடுகளை உண்டாக்குகிறது.

$$FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

ஈரியல்புள்ள நீரில் கரையாத ஹைட்ராக்ஸைடுகள் மிகை அளவு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் கரைகின்றன.

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4$$
$$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow NaAlO_2 + 2H_2O$$

பயன்கள் : இது சோதனைச் சாலையில் முக்கியமான வேதியியல் கரணியாகப் பயனுகிறது. பெட்ரோலிய எண்ணெய்களைச் சுத்தம் செய்ய உதவுகிறது. சோப்பு, காகிதம், கண்ணுடி, ஆடைகள் ஆகியவை செய்யும் தொழிற்சாலைகளில் உபயோகப்படுகிறது. பாக்ஸைட்டு கனிமத்தைச் சுத்தம் செய்யவும் பயன்படுகிறது.

சோடியம் கார்பனேட்டு, Na_2CO_3 (Sodium carbonate) : சோடியம் கார்பனேட்டைத் தயாரிக்க மூன்று முறைகள் கையாளப்படுகின்றன.

லெப்லாங் முறை (Leblanc's Process) : இம்முறையில் சோடியம் குளோரைடு அடர்கந்தக அமிலம், சுட்டகரி, சுண்ணும்புக்கல் ஆகிய பொருள்கள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. முதலில் சோடியம் குளோரைடை அடர் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்த்துச் சூடு செய்ய வேண்டும். அவைகள் கீழ்க்கண்ட முறையில் வினைபுரிகின்றன.

$$2NaCl+H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4+2HCl$$

உப்புக் கட்டிகளாகக் கிடைத்த சோடியம் சல்பேட்டுடன் சுட்ட கரியையும் சுண்ணும்புக் கல்லையும் சேர்த்துச் சூடு செய்யவேண்டும். அப்பொழுது Na_2SO_4 கரியினுல் எடுக்கப்பட்ட Na_2Sஆக மாறுகிறது.

$$Na_2SO_4+4C \rightarrow Na_2S+4CO$$

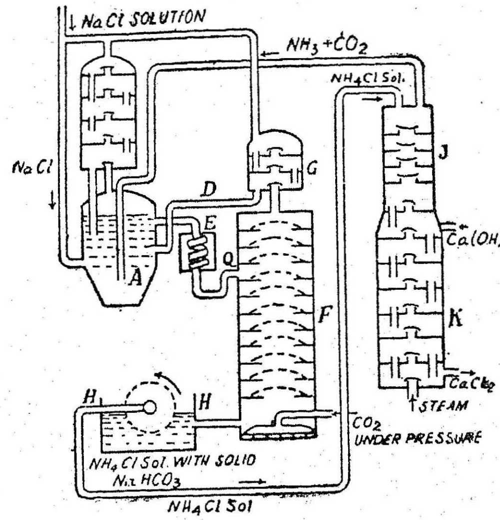
பின்னர் Na_2S கால்சியம் கார்பனேட்டுடன் வினைபுரிந்து சோடியம் கார்பனேட்டையும் கால்சியம் சல்பைடையும் கொடுக்கிறது.

$$Na_2S+CaCO_3 \rightarrow Na_2CO_3+CaS$$

Na_2CO_3-ம் CaS-ம் உள்ள இந்தக் கலவையில் நீரைச் சேர்த்துக் கலக்கினுல் சோடியம் கார்பனேட்டு மட்டும் நீரில் கரைகிறது. கரையாமலிருக்கும் CaS-ஐ வடிகட்டி நீக்கிவிடுகிருர்கள். சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலைக் காய்ச்சிக் குளிரவைத்தால், $Na_2CO_3H_2O$ படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது. இதை 10 படிக நீருடைய சோடியம் கார்பனேட்டை சலவைச் சோடா (washing soda) என்பர்.

அம்மோனியா சோடா அல்லது சால்வே முறை (Solvay Process) : பூரித சோடியம் குளோரைடு கரைசலினுள் அம்மோனியாவும் சிறிது CO_2-வும் சேர்ந்த வாயுக்கலவை செலுத்தப்படுகிறது. இப்போது இரும்பு, மக்னீசியம், கால்சியம் போன்ற உலோகக் கார்பனேட்டுகளும், ஹைடிராக்சைடுகளும் அடியில் படிந்துவிடுகின்றன. மேலிருக்கும் அம்மோனியா கரைந்த $NaCl$ கரைசல் வடிகட்டப்பட்டுக் கார்பனேட்டாக மாற்ற உதவும் கோபுரத்தில் செலுத்தப்படுகிறது.

இதனுள் இரும்பாலான, நடுவில் துளையுள்ள தட்டுகள் பொருத்தப்பட்டுள்ளன. துளைக்கு மேற்புறம் நிறைய துளைகள் உள்ள மற்றொரு தட்டும் பொருத்தப்பட்டுள்ளது. கோபுரத்தின் அடிப்பாகத்திலிருந்து



படம் 39.

மேல்நோக்கிச் செல்லும் அதிக அழுத்தமுள்ள CO_2, மேற்பாகத்திலிருந்து கீழ்நோக்கிவரும் அம்மோனியா கரைந்த பூரித $NaCl$ கரைசலுடன் வினைபுரிந்து $NaHCO_3$-ம், NH_4Cl-ம் உண்டாகின்றன.

$$NH_3+H_2O+CO_2 \rightarrow NH_4HCO_3$$
$$NaCl+NH_4HCO_3 \rightarrow NaHCO_3+NH_4Cl$$

சோடியம் பைகார்பனேட்டு மிகக் குறைந்த கரைதிறனை உடையதாயிருப்பதால், அது வெண்ணிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. அது வெற்றிட வடிகட்டுதல் மூலம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இத் திண்ம $NaHCO_3$-ஐச் சூடுபடுத்தினால் சிதைந்து கார்பன் டைஆக்சைடை இழந்து Na_2CO_3-ஐக் கொடுக்கிறது.

$$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3+H_2O+CO_2$$

இப்போது கிடைக்கின்ற CO_2 மீண்டும் இதே முறையில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

அம்மோனியம் குளோரைடு மூலக்கரைசலை, அம்மோனியாவை மீட்கும் கோபுரத்தினுள் செலுத்தி $Ca(OH)_2$-வுடனும் நீராவியுடனும்

வினைப்படுத்தப்படுகிறது. அப்போது உண்டாகும் NH_3 வாயு மீண்டும் இதே முறையில் $NaCl$ கரைசலில் கரைப்பதற்குப் பயனுகிறது.

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2NH_3 + 2H_2O$$

மின்பகுப்பு முறை : மின்சாரம் மலிவாகக் கிடைக்கும் இடங்களில் இம்முறை பயன்படுகிறது. சோடியம் குளோரைடு கரைசலை மின்பகுப்புக்கு உட்படுத்தி அதிலிருந்து $NaOH$-ஐத் தயாரிக்கும் முறையை முன்பு கண்டோம். இவ்விதம் கிடைத்த சோடியம் ஹைடிராக்சைடை நீரில் கரைத்துப் பூரிதக் கரைசல் தயார் செய்து அதனூடே CO_2 வாயுவை அதிக அழுத்தத்தில் முரணேட்ட முறையில் செலுத்தினுல் சோடியம் பை-கார்பனேட்டு உண்டாகிறது. இதை வடிகட்டிப் பின்னர் அடர்ப்பித்துச் சூடேற்றினுல் சோடியம் கார்பனேட்டு கிடைக்கிறது.

பண்புகள் : இது வெண்மையான, படிக வடிவமுள்ள, நீரில் கரையக்கூடிய தூள்பூக்கும் தன்மையுடைய திடப்பொருள். படிக நீரற்ற உப்பைச் சோடாச் சாம்பல் (Soda ash) என்பர்.

படிக நீருடை $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ஐ அதிக அளவு சூடுபடுத்தினுல், நீரையிழந்து சோடாச் சாம்பலாக மாறுகிறது.

$$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \rightarrow Na_2CO_3 + 10H_2O$$

சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலினுள் கார்பன் டைஆக்சைடைச் செலுத்தினுல் சோடியம் பைகார்பனேட்டுக் கிடைக்கிறது.

$$Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow 2NaHCO_3$$

சோடியம் கார்பனேட்டும் நீர்த்த அமிலமும் கீழ்க்கண்டவாறு வினைபுரிகின்றன.

$$Na_2CO_3 + 2HNO_3 \rightarrow 2NaNO_3 + H_2O + CO_2$$

மற்ற உலோக உப்புக் கரைசல்களுடன் சோடியம் கார்பனேட்டைச் சேர்த்தால், உலோகக் கார்பனேட்டுகள் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கின்றன.

$$BaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow BaCO_3 \downarrow + 2NaCl$$

பயன்கள் : சோதனைச் சாலைகளில் சோடியம் கார்பனேட்டு அதிகமாகப் பயன்படுகிறது. கண்ணுடித் தொழிற்சாலையிலும், நீரின் கடினத் தன்மையை நீக்குவதற்கும் உபயோகப்படுகிறது. காகிதம், பெயின்ட், நெசவு செய்யும் தொழிற்சாலைகளில் அதிகமாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

சோடியம் பைகார்பனேட்டு, $NaHCO_3$ (Sodium bicarbonate) : இதைச் சமையல் சோடா (Baking soda) என்றும் ரொட்டிச்

சோடா என்றும் அழைக்கிறோம். இவ்வுப்பு, சால்வே முறையில் உடன் விளைபொருளாகக் கிடைக்கிறது. சோடியம் கார்பனேட்டு அல்லது சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசலுக்குக் கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவை மிகை அளவு செலுத்தினால், சோடியம் பைகார்பனேட்டு உண்டாகிறது.

$$Na_2CO_3+H_2O+CO_2 \rightarrow 2NaHCO_3$$
$$NaOH+CO_2 \rightarrow NaHCO_3$$

பௌதிக குணங்கள் : இது நீரில் சிறிதளவு கரையக்கூடிய வெண்ணிற திடப்பொருள். இதனுடைய கரைசல் காரகுணமுடையது.

100°-க்குச் சூடுபடுத்தினால் இது சிதைவடைந்து, கார்பன் டைஆக்ஸைடை வெளிவிடுகிறது.

$$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3+H_2O+CO_2$$

இது நீர்த்த அமிலங்களுடன் நுரைத்தலுடன் (effervesence) வினைபுரிந்து CO_2-ஐ வெளிவிடுகிறது.

$$NaHCO_3+HCl \rightarrow NaCl+H_2O+CO_2$$

சோடியம் கார்பனேட்டைப் போல் இது உலோகக் கார்பனேட்டுகளை வீழ்படிவடையச் செய்வதில்லை.

பயன்கள் : தீயணைப்பான்களிலும், மருந்தாகவும், ரொட்டிகள் தயாரிக்கவும், சமையலிலும் இது பயன்படுகிறது.

சோடியம் மூன்று விதமான பாஸ்பேட்டுகளை உண்டாக்குகிறது. அவைகள் பின்வருமாறு :

(a) $Na_3PO_4 . 12H_2O$, டிரைசோடியம் பாஸ்பேட்டு.

(b) $Na_2HPO_4 . 12H_2O$, டைசோடியம் ஹைடிரஜன் பாஸ்பேட்டு.

(c) NaH_2PO_4, சோடியம் டைஹைடிரஜன் பாஸ்பேட்டு.

டைசோடியம் ஹைடிரஜன் பாஸ்பேட்டை (Disodium hydrogen phosphate) தயாரிக்கச் சோடியம் ஹைடிராக்சைடையும் பாஸ்பாரிக் அமிலத்தையும் கலந்து நடுநிலை அடையச் செய்யவேண்டும்.

$$2NaOH+H_3PO_4 \rightarrow Na_2HPO_4+2H_2O$$

இது வெண்மையான, நீரில் கரையக்கூடிய, படிக வடிவுள்ள திடப்பொருள். இதை உருகும்வரை சூடுபடுத்தினால் சோடியம் பைரோபாஸ்பேட்டு உண்டாகிறது.

$$2Na_2HPO_4 \rightarrow Na_4P_2O_7+H_2O$$

மக்னீசிய உப்புக் கரைசலுக்கு அம்மோனியம் குளோரைடும் அம்மோனியம் ஹைடிராக்சைடும் கலந்து அதனுடன் டைசோடியம் ஹைடிரஜன் பாஸ்பேட்டுக் கரைசலையும் சேர்த்தால், மக்னீசியம் அம்மோனியம் பாஸ்பேட்டு வெண்ணிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

இவ்வுப்பு மருந்தாகவும், நீரின் கடினத்தன்மையை நீக்குவதற்கும், சோதனைச்சாலைகளில் இரசாயன கரணியாகவும் பயன்படுகிறது.

சோடியம் டைஹைடிரஜன் பாஸ்பேட்டு, NaH_2PO_4 (Sodium dihydrogen phosphate) : பாஸ்பாரிக் அமிலத்தையும் டைசோடியம் ஹைடிரஜன் பாஸ்பேட்டையும் சமகிராம் மூலக்கூறு எடை விகிதத்தில் கலந்தால் இந்த உப்பு உண்டாகிறது.

$$Na_2HPO_4+H_3PO_4 \rightarrow 2NaH_2PO_4$$

இவ்வுப்பு எளிதில் நீரில் கரைகிறது. இதன் கரைசல் நீல லிட்மஸ் தாளைச் சிவப்பாக மாற்றுகிறது. இவ்வுப்பைச் சூடுபடுத்தினால், சோடியம் மெட்டா பாஸ்பேட்டு கிடைக்கிறது.

$$NaH_2PO_4 \rightarrow NaPO_3+H_2O$$

டிரைசோடியம் பாஸ்பேட்டு, Na_3PO_4 (Trisodium phosphate) : Na_2HPO_4-ஐ சோடியம் ஹைடிராக்சைடுடன் சேர்த்துச் சூடாக்கிக் கிடைக்கும் திரவத்தைக் காய்ச்சினால், வெண்மையான படிக வடிவில் Na_3PO_4 கிடைக்கிறது.

$$Na_2HPO_4+NaOH \rightarrow Na_3PO_4+H_2O$$

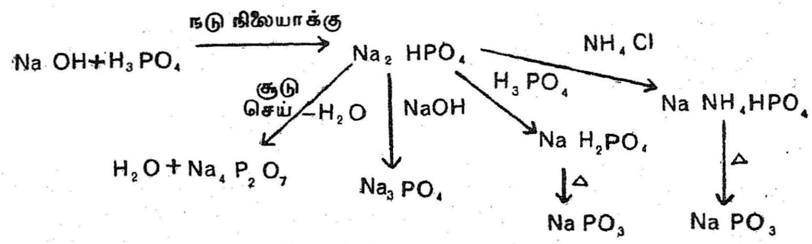
இது நீரில் கரைகிறது. இதன் கரைசல் கார குணமுடையது. இது நீரைச் சுத்தம் செய்யப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

மைக்ரோகாஸ்மிக் உப்பு [$Na(NH_4)HPO_4, H_2O$] (Microcosmic salt) : அம்மோனியம் குளோரைடையும் Na_2HPO_4-ஐயும் சம கிராம் மூலக்கூறு எடை விகிதத்தில் கலந்து நீரைச் சேர்த்துச் சூடு செய்து குளிரவைத்தால் படிக வடிவில் இவ்வுப்பு உண்டாகிறது.

$$NH_4Cl+Na_2HPO_4 \rightarrow NaNH_4HPO_4+NaCl$$

இவ்வுப்பு நீரில் சிறிதே கரையக்கூடியது. இதைச் சூடுபடுத்தினால் கீழ்க்கண்டவாறு சிதைவடைகிறது.

$$NaNH_4HPO_4 \rightarrow NaPO_3+H_2O+NH_3$$



சோடியம் சிலிகேட்டு அல்லது கரையும் கண்ணாடி (Water glass) : சோடியம் கார்பனேட்டையும் சுத்தமான மணலையும் ஊது உலையில் உருகும்வரை சூடு செய்யவேண்டும். உருகிய பின் கிடைத்த பொருளைப் பொடி செய்து நீருடன் சேர்த்து அதிக அழுத்தத்தில் சூடு படுத்த வேண்டும். அப்போது கொழகொழப்பான நீர்க் கண்ணாடி எனப்படும் திரவம் உண்டாகிறது.

$$Na_2CO_3+SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3+CO_2$$

கிளாபர் உப்பு ($Na_2SO_4 . 10H_2O$) : சோடியம் குளோரைடை அடர் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தி அடர்ப்பித்துக் குளிரச் செய்தால் இவ்வுப்பு உண்டாகிறது.

$$2NaCl+H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4+2HCl$$

வெப்பநிலையை அதிகரித்தால் இவ்வுப்பின் கரைதிறன் குறைகிறது. கண்ணாடி தயாரிக்கவும், பேப்பர் தொழிற்சாலையிலும், மருந்தாகவும், சாயத் தொழிலிலும் இது பயன்படுத்தப்படுகிறது.

சோடியம் சல்பைட்டு, Na_2SO_3 (Sodium sulphite) : சோடியம் ஹைடிராக்சைடு அல்லது சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலுக்கு சல்பர் டைஆக்சைடைச் செலுத்தினால் இவ்வுப்பு கிடைக்கிறது.

$$2NaOH+SO_2 \rightarrow Na_2SO_3+H_2O$$

$$Na_2CO_3+2SO_2+H_2O \rightarrow 2NaHSO_3+CO_2$$

கம்பளம், பட்டு போன்றவைகளை வெளுக்கவும், பேப்பர் தொழிலிலும் இது பயன்படுகிறது.

சோடியம் தயோசல்பேட்டு, $Na_2S_2O_3$ (Sodium thiosulphate): இது ஹைபோ (hypo) என்றும் அழைக்கப்படுகிறது. (1) சோடியம் சல்பைட்டு பூரிதக் கரைசலையும் மிகையளவு கந்தகத்தையும் கொதிக்க வைத்துக் கரையாத கந்தகத்தை வடிகட்டுதல் மூலம் பிரித்தெடுத்த பின்னர் கிடைக்கும் வடிநீரை அடர்ப்பித்துக் குளிரச்செய்தால் நிறமற்ற படிகங்களாக $Na_2S_2O_3 . 5H_2O$ கிடைக்கிறது.

$$Na_2SO_3+S \rightarrow Na_2S_2O_3$$

(2) சோடியம் கார்பனேட்டைக் கொண்டுள்ள சோடியம் சல்பைடு கரைசலினுள் சல்பர் டைஆக்சைடு வாயுவைச் செலுத்தினால், இது உண்டாகிறது.

$$2Na_2S+Na_2CO_3+4SO_2 \rightarrow 3Na_2S_2O_3+CO_2$$

குணங்கள்: இது நிறமற்ற, படிக வடிவுடைய, ஐந்து படிக நீர் மூலக்கூறுகளையுடைய, நீரில் கரையக்கூடிய திடப்பொருள். இது தூள் பூக்கும் (effloresence) தன்மையுடையது.

நீர்த்த அமிலங்களுடன் இது வினைபுரியும்போது சிதைவடைகிறது.

$$Na_2S_2O_3+2HCl \rightarrow 2NaCl+H_2O+S\downarrow+SO_2$$

இது அயோடின் கரைசலின் நிறத்தை நீக்குகிறது.

$$2Na_2S_2O_3+I_2 \rightarrow 2NaI+Na_2S_4O_6$$

(சோடியம் டெட்ராதயனேட்டு)

குளோரின், பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு, புரோமின் போன்ற ஆக்சிஜனேற்றிகள் இதைச் சோடியம் சல்பேட்டாக ஏற்றமடையச் செய்கின்றன.

$$Na_2S_2O_3+Cl_2+H_2O \rightarrow Na_2SO_4+S+2HCl$$

$$Na_2S_2O_3+Br_2+H_2O \rightarrow Na_2SO_4+S+2HBr$$

சில்வர் ஹாலைடுகளை இது கரைக்கிறது.

$$AgCl+Na_2S_2O_3 \rightarrow NaCl+NaAgS_2O_3+NaBr$$

(சோடியம் ஆர்ஜென்டோ தயோசல்பேட்டு)

வெள்ளி நைட்டிரேட்டு கரைசலுடன் சோடியம் தயோசல்பேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்தால் முதலில் வெண்ணிற வீழ்படிவாகச் சில்வர் தயோசல்பேட்டுக் கிடைக்கிறது. இதன் நிறம் சிறிது சிறிதாக மாறி முடிவில் கருப்பு நிறச் சில்வர் சல்பைடு உண்டாகிறது.

$$2AgNO_3+Na_2S_2O_3 \rightarrow Ag_2S_2O_3+2NaNO_3$$

$$Ag_2S_2O_3+H_2O \rightarrow Ag_2S+H_2SO_4$$

சோடியம் தயோசல்பேட்டைச் சூடுபடுத்தினால் 220°யில் நீர் மூலக்கூறுகளை வெளிவிடுகிறது. மேலும் சூடுபடுத்தினால், சோடியம் சல்பேட்டாகவும், சோடியம் பென்டா சல்பைடாகவும் இது சிதைவடை

கிறது. மீண்டும் சூடாக்கினால், சோடியம் சல்பைடும் சல்பரும் கிடைக்கின்றன.

$$\text{(i)}\ Na_2S_2O_35H_2O \xrightarrow{220^\circ} Na_2S_2O_3+5H_2O$$

$$\text{(ii)}\ 4Na_2S_2O_3 \rightarrow 3Na_2SO_4+Na_2S_5$$

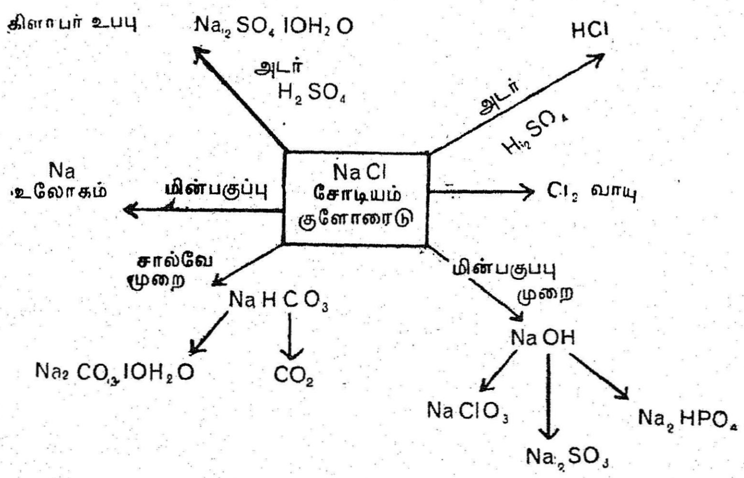
$$\text{(iii)}\ Na_2S_5 \rightarrow Na_2S+4S\uparrow$$

சோடியம் குளோரைடு, $NaCl$ (Sodium chloride): கடல் நீரைச் சூரிய வெப்பத்தினால் ஆவியாக்குவதன் மூலம் இதைப் பெருவாரியாகத் தயாரிக்கிறார்கள். பூமிக்கடியில் பாறையாகவும் இவ்வுப்பு காணப்படுகிறது. இதைத் தூய நிலையில் தயாரிக்க, சோடியம் ஹைடிராக்சைடையோ அல்லது சோடியம் கார்பனேட்டையோ ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் நடுநிலையாக்குவதன் மூலம் அடையலாம்.

$$NaOH+HCl \rightarrow NaCl+H_2O$$

$$Na_2CO_3+2HCl \rightarrow 2NaCl+H_2O+CO_2$$

சாதாரண உப்பைப் பயன்படுத்தி எந்தெந்த முக்கியமான சோடியம் உப்புகளைத் தயாரிக்கலாம் என்பதைக் கீழ்க்காணலாம்:



சோடியம் நைட்டிரேட்டு, $NaNO_3$ (Sodium nitrate): இதைச் சில்லி சால்ட்பீட்டர் என்றும் அழைக்கலாம். இது நீரிலும், ஆல்கஹாலிலும் கரையக்கூடியது. இது உரமாகவும், நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிக்கவும் பயனாகிறது.

சோடியம் நைட்ரைட்டு, $NaNO_2$ **(Sodium nitrite) :** சோடியம் நைட்டிரேட்டை லெட்டுடன் சேர்த்து இரும்புத் தட்டுகளில் எடுத்துக் கொண்டு 400° வரை சூடு செய்து உருக்கவேண்டும்.

$$NaNO_3+Pb \rightarrow NaNO_2+PbO$$

உருக்கியபின் கிடைக்கும் பொருளை நீரில் கரைத்துக் கரையாம லிருக்கும் லெட் ஆக்சைடை வடிகட்டி நீக்கவேண்டும். வடிநீரை அடர்ப்பித்துக் குளிரவைத்தால் படிகவடிவில் சோடியம் நைட்டிரைட்டு கிடைக்கும்.

வியாபார முறையில் சோடியம் நைட்டிரைட்டைத் தயாரிக்கச் சோடியம் நைட்டிரேட்டு, கரி, நீர்த்த சுண்ணும்பு ஆகியவைகளை ஒன்றுசேர்த்துச் சூடுசெய்யவேண்டும்.

$$2NaNO_3+C+Ca(OH)_2 \rightarrow 2NaNO_2+CaCO_3+H_2O$$

இது வெண்மையான படிக வடிவுள்ள நீரில் கரையக்கூடிய திடப்பொருள். இதை அம்மோனியம் குளோரைடுடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தினுல் நைட்டிரஜன் வாயு கிடைக்கிறது.

$$NH_4Cl+NaNO_2 \rightarrow N_2+2H_2O+NaCl$$

இது கரிம இரசாயனத்தில் டையசோனியம் உப்புகள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

சோடமைடு, $NaNH_2$ **(Sodamide) :** உலர்ந்த அம்மோனியா வாயுவை 300° வரை சூடுபடுத்தப்பட்ட சோடியம் உலோகத்தின் மீது செலுத்தினுல் சோடமைடு உண்டாகிறது.

$$2Na+NH_3 \rightarrow 2NaNH_2+H_2$$

இது வெண்மையான மெழுகு போன்ற பொருள். இது நீரால் சிதைவடைந்து அம்மோனியாவை வெளிவிடுகிறது.

$$NaNH_2+H_2O \rightarrow NaOH+NH_3$$

இது நைட்டிரஸ் ஆக்சைடுடன் வினைபுரிந்து சோடியம் அசைடு என்ற பொருளைத் தருகிறது.

$$NaNH_2+N_2O \rightarrow NaN_3+H_2O$$

சோடியம் சயனைடு தயாரிப்பதற்கும், கரிம இரசாயனத்தில் கரணியாகவும் இது பயன்படுகிறது.

சோடியம் சயனைடு, $NaCN$ **(Sodium cyanide) :** இதைத் தயாரிக்க சோடமைடுடன் மிகையாகக் கரியைச் சேர்த்துச் செஞ் சூடாகும் வரை சூடுசெய்யவேண்டும்.

$$NaNH_2+C \rightarrow NaCN+H_2$$

இது வெண்ணிறப் படிக வடிவுள்ள நச்சுத் தன்மையுள்ள நீரில் கரையக்கூடிய பொருள். இதன் கரைசல் காரத் தன்மையுடையதாகும்.

இச் சேர்மம் நீரால் பகுத்தலுக்கு உட்பட்டு $NaOH$ஐயும் HCNஐயும் கொடுக்கிறது.

$$NaCN + H_2O \rightarrow NaOH + HCN$$

இது உலோக ஆக்சைடுகளை உலோகங்களாக ஒடுக்கமடையச் செய்கிறது.

$$PbO + NaCN \rightarrow NaCNO + Pb$$

வெள்ளி, தங்கம் போன்ற உலோகவியலிலும், மின் மூலாம் பூசவும், கரிமச் சேர்மங்களைத் தயாரிக்கவும், பண்பறி பகுப்பு முறையில் காப்பரையும் கேட்மியத்தையும் பிரிக்கவும் இது உபயோகப்படுகிறது.

21-c. பொட்டாசியம்
(Potassium)

டேவி (Davy) என்ற வேதியியல் நிபுணர் 1808ஆம் ஆண்டில் பொட்டாசியம் குளோரைடை மின்னூற் பகுத்து, இவ்வுலோகத்தைப் பிரித்து எடுத்தார். இது வீரியமிக்க உலோகமானதால் சேர்மங்கள் நிலையிலேயே இயற்கையில் காணப்படுகிறது. பூமியின் மேலோட்டில் சுமார் 2·4% காணப்படுகிறது.

தோற்றம்: இதன் முக்கிய கனிமங்கள் சில்வின் (sylvine) KCl; கார்னலைட் (carnallite) $KCl{\cdot}MgCl_2{\cdot}6H_2O$; ஃபெல்ஸ்பார் (feldspar) $K_2O.Al_2O_3.6SiO_2$ ஆகியவைகள் ஆகும். கார்னலைட் படிவங்கள் அதிக அளவில் ஜெர்மனியில் காணப்படுகிறது. இந்தியாவில் இது சால்ட்பீட்டர் (KNO_3) கனிமமாக பஞ்சாபிலும் வங்காளத்திலும் கிடைக்கிறது.

பிரித்தெடுத்தல்: உருகிய பொட்டாசியம் குளோரைடை மின் பகுப்பிற்கு உட்படுத்துவதன் மூலம் பொட்டாசியம் பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது. சோடியத்தைத் தயாரிப்பதுபோல, பொட்டாசியம் குளோரைடுடன், பொட்டாசியம் ஃபுளூரைடையும் சேர்த்து மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்தலாம். பொட்டாசியம் உலோகம் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரையக்கூடியதாகையால், உருகிய KOH-ஐ மின்னூற் பகுத்து பொட்டாசியத்தைத் தயாரிக்கும் முறை அவ்வளவு திருப்திகரமானதன்று. பொட்டாசியம் சயனைடை மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்தியும் இதைத் தயாரிக்கலாம்.

பண்புகள்: இது ஒரு மென்மையான வெண்ணிற உலோகம். சோடியத்தைவிடச் சிறிது இலேசானது. பொட்டாசியத்தின் வேதிக் குணங்கள் சோடியத்தின் வேதிக் குணங்களைப் பெரிதும் ஒத்திருக்கக் காணப்பட்டாலும், இதன் வினைகள் எல்லாம் சோடியத்தின் வினைகளை விட வீரியமாக உள்ளன. பொட்டாசியம் சோடியத்துடன் சேரும்

பொழுது பாதரசத்தை ஒத்த ஒரு திரவ உலோகக் கலவையாகக் கிடைக்கிறது. நிறநிரலின் சிகப்புப் பகுதியில் 7697A°, 7663A°களிலும், ஊதாப் பகுதியில் 4044A°லும் வரிகளைப் பொட்டாசியம் கொடுக்கிறது.

பூமியில் வளரும் தாவரங்கள், மண்ணில் இருந்து சோடியம் அயனிகளைவிடப் பொட்டாசியம் அயனிகளை எளிதில் எடுத்துக்கொள்ளும் தன்மையுடையதாக இருக்கின்றன. எனவே, பொட்டாசியம் உப்புகள் உரங்களாக அதிக அளவில் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. (உ-ம்.) KCl, K_2SO_4. தாவரங்கள் பொட்டாசியம் அயனிகளை எளிதில் உட்கொண்டு, சோடியம் அயனிகளை விட்டுவிடுவதால், இவ்வயனிகள் நீரினுல் அடித்துக்கொண்டுவரப்பட்டுக் கடல்நீரை அடைகின்றன. கடல் நீரில் KClஐவிட $NaCl$ அதிக அளவில் காணப்படுவதற்கு இது ஒரு காரணமாகும். சோடியம், பொட்டாசியம் சேர்ந்த உலோகக் கலவை அதிக அளவு வெப்பத்தைக் காட்டும் வெப்பமானிகளில் பயன்படுகிறது. அணு உலைகளில் வெப்பத்தைக் கடத்துவதற்கும் இவ்வுலோகக் கலவை பயன்படுகிறது. பொட்டாசியம் சோடியம் டார்ட்ரேட்டு (Rochelle salt) கண்ணுடிகளுக்கு வெள்ளி முலாம் பூசும் முறையில் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியாக உபயோகிக்கப்படுகிறது.

பொட்டாசியம் சேர்மங்கள்

பொது: பொட்டாசியம் உப்புகள் சோடியம் உப்புகள் போல் அல்லாமல், குறைந்த அளவிலேயே நீரில் கரையக்கூடியவை; சோடியம் உப்புகள் அதிக அளவிலும் குறைந்த விலையிலும் கிடைத்த போதிலும், பொட்டாசியம் உப்புகளே சில காரணங்களுக்காக உபயோகத்தில் இருக்கின்றன. (உ-ம்.) KBr, KI, $KClO_4$, KNO_3, $KMnO_4$, $KClO_3$, $K_2Cr_2O_7$. இதற்குக் காரணம் பொட்டாசியம் உப்புகளின் குறைந்த கரைதிறனும் படிக நீரற்ற பொருள்களாக அவைகள் காணப்படுவதுமேயாகும். பொட்டாசியத்தின் இக் குணங்கள், படிப்படியாகப் படிகமாக்கல் முறையில் அதன் உப்புகளை எளிதாகத் தூய்மைப்படுத்த மிகவும் பயன்படுகின்றன.

பொட்டாசியம் ஆக்ஸைடு, K_2O **(Potassium oxide):** பொட்டாசியம் உலோகத்துடன், பொட்டாசியம் பெர்ஆக்ஸைடு அல்லது நைட்ரேட்டைச் சூடு செய்தால், K_2O கிடைக்கிறது.

$$KO_2+3K \rightarrow 2K_2O$$

$$2KNO_3+10K \rightarrow 6K_2O+N_2$$

இது ஒரு மஞ்சள் நிறமான திண்மம். இது நீருடன் தீவிரமாக வினைப்பட்டு, பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

பொட்டாசியம் பெர்ஆக்ஸைடு, KO_2 **(Potassium peroxide):** பொட்டாசியத்தை அதிக அளவு ஆக்ஸிஜனில் எரிப்பதன் மூலம் இதைத் தயாரிக்கலாம். திரவ அம்மோனியாவில் கரைக்கப்பட்ட பொட்டாசியத்தை அதிக நேரம் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைபுரியச் செய்வதன் மூலமும் தயாரிக்கலாம்.

$$K + O_2 \rightarrow KO_2$$

இது ஆரஞ்சு கலந்த மஞ்சள் நிறமான திண்மம். அதிக வெப்ப நிலையில் சிதையாமல் உருகி கறுப்பு நிறமுள்ள எண்ணெயைப் போன்ற திரவத்தைக் கொடுக்கிறது. இது நீருடன் வினைப்பட்டு, KOH, H_2O_2, ஆக்ஸிஜன் ஆகியவற்றை உண்டாக்குகிறது.

$$2KO_2 + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2O_2 + O_2$$

இதற்கு முன்பு கொடுக்கப்பட்டிருந்த மூலக்கூறு வாய்பாடு K_2O_4. நியூமென் என்ற நிபுணர் இது தவறு என்று கண்டறிந்து, இதற்கு வேறு வாய்பாடு கொடுத்தார். இச் சேர்மம் பாராகாந்தக் குணத்தைப் பெற்றிருக்கிறது. இதன் மூலக்கூறில் அக்குணத்திற்கு உரித்தான ஒற்றை (unpaired) எலெக்ட்ரான் இருக்கவேண்டும் என்ற முடிவு செய்து, கீழ்க்கண்ட அமைப்பைப் பொட்டாசியம் பெராக்ஸைடிற்குக் கொடுத்தார்:



KO_2-ன் படிக உள்ளமைப்பு CaC_2-ன் படிக உள்ளமைப்பை ஒத்துக் காணப்படுவதால், இதில் O_2^- அயனிகள் இருக்கவேண்டும் என்று அறியப்படுகிறது.

பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, KOH **(Potassium hydroxide):** சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைத் தயாரிப்பது போலவே, இதையும் பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலை மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்தித் தயாரிக்கலாம்.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைப் போலவே இதுவும் ஒரு வெண்மையான திண்மம். அரிக்கும் தன்மையுடையது. வேதிக் குணங்களில் இது $NaOH$ஐ ஒத்து இருக்கிறது. இது $NaOH$ஐப் போலல்லாமல் ஆல்கஹாலில் எளிதில் கரையக்கூடியது; எனவே, ஆல்கஹாலிக் பொட்டாசு தயாரிக்கப் பயனுகிறது. இது ஒரு சிறந்த CO_2 உறிஞ்சி

யாகப் பயன்படுகிறது ; ஏனெனில், CO_2ஐக் கரைக்கும்பொழுது உண்டாகும் K_2CO_3 நன்ருகக் கரையக்கூடிய பொருளாதலால், எளிதில் படிகங்களாக மாறி குழாய்களே அடைப்பது கிடையாது. மென்மையான சோப்புகள் (soft soaps) தயாரிக்கவும் இது பயன்படுகிறது.

பொட்டாசியம் குளோரைடு, KCl **(Potassium chloride):** ஜெர்மனியிலுள்ள ஸ்டேஸ்பர்ட் படிவுகளின் மேல்பாகத்தில் கார்னலைட்டு (KCl, $MgCl_2$, $6H_2O$) கிடைக்கிறது. இதிலிருந்து பெருமளவில் KCl தயாரிக்கப்படுகிறது. இச் சேர்மத்தில் இருந்துதான் மற்ற எல்லாப் பொட்டாசிய சேர்மங்களும் வாணிப முறையில் தயாரிக்கப் படுகின்றன. இதைப் பொட்டாசிய உரமாக விவசாயத் துறையில் பயன் படுத்துகிருர்கள்.

பொட்டாசியம் புரோமைடு, KBr **(Potassium bromide):** புரோமின் ஆவியைச் சூடான அடர் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் வினைப்படுத்திஞல், புரோமேட்டும், புரோமைடும் கிடைக்கின்றன. பெறப்பட்ட உப்புக் கலவையை கரியுடன் ஒடுக்கிஞல் KBr கிடைக்கிறது. மருத்துவத்தில் இதை உணர்ச்சி மந்தமாக்கியாகவும், ஒளிப் படத்தில் உபயோகிக்கப்படும் $AgBr$ஐத் தயாரிக்கவும் உதவுகிறது.

$$6KOH+3Br_2 \rightarrow KBrO_3+5KBr+3H_2O$$

$$KBrO_3+3C \xrightarrow{\Delta} KBr+3CO$$

பொட்டாசியம் அயோடைடு, KI **(Potassium iodide): இதை** KBrஐத் தயாரித்த முறையிலேயே தயாரிக்கலாம். இது நீரிலும் ஈதைல் ஆல்கஹாலிலும் கரையும். அயோடினை நீரில் கரைப்பதற்கும், மருத்துவத்தில் கோழையை வெளிப்படுத்தவும் (expectorant), ஒளிப் படத்துறையிலும், சோதனைச் சாலையிலும் பயன்படுகிறது.

பொட்டாசியம் குளோரேட்டு, $KClO_3$ **(Potassium chlorate):** இதைப் பெருமளவில் தயாரிக்க பின்கண்ட முறைகளே உபயோகிக்கலாம் :

(1) குளோரினைச் சூடான சுண்ணும்பு நீற்றின் வழியாகச் செலுத்தி நன்ருக வினைப்படும்படி செய்தால், கால்சியம் குளோரேட்டு கிடைக்கிறது. சுண்ணும்பைப் படியச்செய்து, பின் வடிகட்டிய கரைசலுடன் பொட்டாசியம் குளோரைடைச் சமான அளவில் சேர்த்தால், பொட்டாசியம் குளோரேட்டு உண்டாகிறது. இது குறைந்த அளவிலேயே கரையுமாதலால் எளிதில் படிகங்களாகக் குளிர்ச்சியடையும்போது பெறப் படுகின்றன.

$$\text{(a)}\ [2Ca(OH)_2+2Cl_2\rightarrow CaCl_2+Ca(ClO)_2+2H_2O]\times 3$$
$$\text{(b)}\ 3Ca(ClO)_2\rightarrow Ca(ClO_3)_2+2CaCl_2$$

$$\text{(a)+(b)}\ 6Ca(OH)_2+6Cl_2\rightarrow 5CaCl_2+Ca(ClO_3)_2+6H_2O$$
$$Ca(ClO_3)_2+2KCl\rightarrow 2KClO_3+CaCl_2$$

(2) **தற்கால மின்பகுப்பு முறை** (Modern Electrolytic Process): இம்முறையில் பல மின்முனைகளை மிகவும் நெருக்கமான முறையில் கொண்டுள்ள ஒரு பாத்திரத்தில், 60–70°-ல் KCl கரைசல் மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்தப்படுகிறது. பல மின் முனைகள் நெருக்க மானபடி அமைந்துள்ளதால், மின் பகுப்பினால் உண்டான விளை பொருள்கள் நன்றாகக் கலந்து ஒன்றோடு ஒன்று வினைப்படுவதற்குச் சாதகமாக உள்ளது.

$$[KCl\rightleftharpoons K^{+}+Cl^{-}]\times 6$$
$$[2K+2H_2O\rightarrow 2KOH+H_2]\times 3$$
$$6KOH+3Cl_2\rightarrow 5KCl+KClO_3+3H_2O$$

$$KCl+3H_2O\rightarrow KClO_3+3H_2$$

இம்ஹாஃப் (Imhoff) என்ற நிபுணர், 1899ஆம் ஆண்டில், மின்பகு பொருளுடன் சிறிதளவு $K_2Cr_2O_7$ஐச் சேர்த்தால், அது எதிர்மின்வாயில் வெளிப்படும் பிறவிநிலை ஹைட்ரஜனால் பொட்டாசியம் குளோரேட்டு ஒடுக்கப்படுவதைத் தடுக்கிறது என்பதைக் கண்டறிந்தார்.

இது சிறிதளவு நீரில் கரையக்கூடிய, வெண்மையான படிக வடிவமான பொருளாகும். இதன் உருகுநிலை 370°; ஆனால், இதை மேலும் சூடு செய்யும்பொழுது ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கிறது.

$$2KClO_3\rightarrow 2KCl+3O_2$$

இவ்வினையில் பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டு நடுநிலைப் பொருளாகக் கிடைக்கிறது.

$$4KClO_3\rightarrow 3KClO_4+KCl$$
$$KClO_4\rightarrow KCl+2O_2$$

இவ் வினையை மாங்கனீசு டைஆக்ஸைடு வேகமாற்றி துரிதப் படுத்துகிறது. இதை ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்துச் சூடு செய்யும்பொழுது, இது சிதைந்து குளோரினும் குளோரின் டைஆக்ஸைடும் கலந்த கலவையைக் கொடுக்கிறது.

$$2KClO_3+4HCl\rightarrow 2KCl+Cl_2+2ClO_2+2H_2O$$

அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் $KClO_3$ஐச் சூடுபடுத்தினுல், வெடி சப்தத்துடன் குளோரின் டைஆக்ஸைடு வெளிப்படுகிறது.

$$3KClO_3+3H_2SO_4 \rightarrow 3KHSO_4+HClO_4+2ClO_2+H_2O$$

இது ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியாகும்; பெருமளவில் தீக் குச்சிகள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. இது சோதனைச்சாலையில் ஆக்ஸிஜனைத் தயாரிக்கவும், பண்பறிபகுப்பில் ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியாகவும், காலிகோ அச்சு முறையிலும் பயன்படுகிறது. மிகவும் நீர்த்த $KClO_3$-ன் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலக் கரைசல், மருத்துவத்தில் வாயையும் தொண்டையையும் கழுவுவதற்குத் தொற்று நீக்கியாகப் பயன்படுகிறது.

பொட்டாசியம் சயனைடு, KCN (Potassium cyanide): பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடை பொட்டாசியம் உலோகத்துடனுவது அல்லது சோடியத்துடனுவது சூடு செய்தால் பொட்டாசியம் சயனைடு கிடைக்கிறது.

$$K_4[Fe(CN)_6]+2K \rightarrow 6KCN+Fe$$

$$K_4[Fe(CN)_6]+2Na \rightarrow 4KCN+2NaCN+Fe$$

இது ஒரு வெண்ணிறப் படிகவடிவான பொருள். நீரில் கரையக் கூடியது. இதன் உருகுநிலை 634·5°. இதைச் சிறிதளவே உட்கொண்டாலும் மரணம் உண்டாக்கும் அளவிற்கு நச்சுத் தன்மை உடையது. தாமிர (I) உப்புகள், பொட்டாசியம் சயனைடுடன் வினைப்பட்டுப் பொட்டாசியம் க்யுப்ரோசயனைடை, $K_2Cu(CN)_3$ கொடுக்கிறது.

$$Cu_2O+6KCN+H_2O \rightarrow 2K_2Cu(CN)_3+2KOH$$

தாமிரம் (II) சல்பேட்டுடன் KCN-ஐச் சேர்த்தால் முதலில் தாமிரம் (II) சயனைடு கிடைத்து, பின் அது சிதைந்து தாமிரம் (I) சயனைடையும் சயனஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$CuSO_4+2KCN \rightarrow Cu(CN)_2+K_2SO_4$$

$$2Cu(CN)_2 \rightarrow Cu_2(CN)_2+(CN)_2$$

$Cu_2(CN)_2$ அதிக அளவு KCN-ல் கரைந்து நிறமற்ற குப்ரோசயனைடு கரைசலைக் கொடுக்கிறது.

$$Cu_2(CN)_2+6KCN \rightarrow 2K_3Cu(CN)_4 \quad (1)$$

$$K_3Cu(CN)_4 \rightleftharpoons 3K^+ + Cu(CN)_4^{-3} \quad (2)$$

$$Cu(CN)_4^{-3} \rightleftharpoons Cu^+ + 4CN^- \quad (3)$$

வினை (3)-க்குப் பிரிகைநிலை எண் (Dissociation constant) மிகக் குறைவு; அதனுல் இவ்வணைவுச் சேர்மம் நிலையாக உள்ளது, அதனுல்

Cu^{+} அயனிகள் எளிதில் உண்டாவது கிடையாது ; எனவே, இச்சேர்மம் H_2S-வுடன் வீழ்படிவைக் கொடுப்பது கிடையாது. இக் குணம் பண்பறி பகுப்பில் தாமிரத்தையும் காட்மியத்தையும் பிரித்துக் கண்டறியப் பயன்படுகிறது. மேலும் KCN, மின்முலாம் பூசுவதற்கும், உலோக வியலிலும், சோதனைச்சாலையில் வேதியியல் கரணியாகவும் பயன் படுகிறது.

பொட்டாசியம் சயனேட்டு, $KCNO$ **(Potassium cyanate) :** KCN-ஐக் காரீய ஆக்ஸைடுடன் சேர்த்து உருகும்படி செய்தால் இது கிடைக்கிறது.

$$KCN+PbO \rightarrow KCNO+Pb$$

இதை நீரால் பகுக்கும்பொழுது அம்மோனியாவும் பொட்டாசியம் பைகார்பனேட்டும் கிடைக்கின்றன.

$$KCNO+2H_2O \rightarrow NH_3+KHCO_3$$

பொட்டாசியம் தயோசயனேட்டு, சல்ஃபோசயனைடு, $KCNS$ **(Potassium sulphocyanide) :** கந்தகத்துடன் சேர்த்து KCN-ஐ உருகச் செய்வதன் மூலம் இதைத் தயாரிக்கலாம். பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடை, பொட்டாசியம் கார்பனேட்டுடனும் கந்தகத் துடனும் சேர்த்துச் சூடு செய்வதன் மூலமும் இதைத் தயாரிக்கலாம். இது Fe^{+3} அயனிகளுடன் இரத்தச் சிவப்பு நிறத்தையும், சில்வர் அயனிகளுடன் வீழ்படிவையும் கொடுக்கிறது. இதனால் இது பகுப்பு முறை வேதியியலில் (Analytical chemisty) பயன்படுத்தப் படுகிறது.

பொட்டாசியம் நைட்ரைட்டு, KNO_2 **(Potassium nitrite) :** இதனுடைய தயாரிப்பு முறைகளும் குணங்களும் சோடியம் நைட்ரைட்டை ஒத்து இருக்கிறது. இது நீர்க்கும் படிகங்களைக் கொடுக்கும் தன்மையுடையது.

பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு, KNO_3 **(Potassium nitrate) :** இதை இந்திய சால்ட்பீட்டர் என்றும் அழைக்கலாம். இதை சிலி சால்ட் பீட்டரில் இருந்து தயாரிக்கலாம். சிலி சால்ட்பீட்டர் பொட்டாசியம் குளோரைடுடன் சேர்த்துக் கொதிக்கும் நீரில் கரைக்கப்படுகிறது.

$$NaNO_3+KCl \rightleftharpoons KNO_3+NaCl$$

இந்த நான்கு உப்புகளில் $NaCl$-ன் கரைதிறன் வெப்பநிலை உயரும் பொழுது பெரும்பாலும் நிலையாக (35·6, 0°-லும் 39·8, 100°-லும்) உள்ளது ; ஆனால், பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டின் கரைதிறன் வெப்பநிலை அதிகரிக்கும்பொழுது மிக அதிகமாகிறது (13·3, 0°-லும் 246, 100°-லும்).

எனவே, கரைசலானது கொதித்துக்கொண்டு இருக்கும்பொழுது முதலில் $NaCl$ திடப்பொருளாகப் பிரிந்துவிடுகிறது. முடிவில் $NaCl$-ஐ நீக்கிவிட்டுக் கரைசலைக் குளிரச் செய்தால் படிக வடிவத்தில் பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு கிடைக்கிறது.

இதன் படிகங்களின் உருகுநிலை 340°; அதிக வெப்பநிலையில் சிதைந்து பொட்டாசியம் நைட்ரைட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$2KNO_3 \rightarrow 2KNO_2 + O_2$$

இது உரமாகப் பயன்படுகிறது. வெடியுப்பில் (Gun powder) 75% KNO_3-ம், 10% கந்தகமும், 14% கரியும், 1% வேறு உப்புகளும் இருக்கின்றன. சோதனைச்சாலையிலும் கண்ணுடித் தொழிற்சாலைகளிலும் இது ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியாக உபயோகப்படுகிறது.

பொட்டாசியம் கார்பனேட்டு, K_2CO_3 (Potassium carbonate): இதை லெப்லான்க் (Leblanc) முறையில் சிறிது மாற்றங்களோடு தயாரிக்கலாம். இதைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கு சால்வே (Solvay) முறையைக் கையாளமுடியாது; ஏனெனில், $KHCO_3$ நன்ருகக் கரையக் கூடியதும், $NaHCO_3$-ஐப் போன்று எளிதில் படிகங்களாகக் கிடைக்கும் தன்மை அற்றதுமாக இருக்கிறது.

மக்னீசியா முறை (Magnesia process): கார்பன் டைஆக்ஸைடை மக்னீசியம் கார்பனேட்டு, பொட்டாசியம் குளோரைடு, நீர் முதலியவை கொண்ட கரைசலின் வழியாகச் செலுத்தினுல், பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் மக்னீசியம் கார்பனேட்டு என்ற கரையாத இரட்டை உப்பு கிடைக்கிறது.

$2KCl + 3MgCO_3 + 9H_2O + CO_2 \rightarrow 2[MgCO_3.KHCO_3.4H_2O) + MgCl_2$. இந்த இரட்டை உப்பை அழுத்தத்தில் 140° சூடு செய்தால் நீரில் கரையக்கூடிய K_2CO-ஐயும் கரையாத $MgCO_3$-ஐயும் கொடுக்கிறது.

$2[MgCO_3.KHCO_3.4H_2O] \rightarrow K_2CO_3 + 2MgCO_3 \downarrow + CO_2 + 9H_2O$ K_2CO_3-ஐ நீரில் கரைத்துப் பிரித்து எடுத்து, அடர்ப்பித்து, படிக வடிவங்களில் பெறப்படுகிறது. $MgCO_3$ மீண்டும் உபயோகப்படுத்தப் படுகிறது.

இது ஒரு வெண்ணிறப் படிக வடிவுள்ள நீர்க்கும் (deliquescent) பொருள். நீரில் கரையக்கூடியது. சோடியம் கார்பனேட்டுடன் சேர்ந்து இருக்கும் நிலையில் இதன் உருகுநிலை குறைந்து காணப்படு கிறது; எனவே, இது உருகு கலவையாகப் (fusion mixture)

பயன்படுத்தப்படுகிறது. நீராவியுடன் சேர்த்து நன்ருகச் சூடு செய்தால், CO_2-ஐக் கொடுக்கிறது.

$$K_2CO_3+H_2O \rightarrow 2KOH+CO_2$$

இது பெருமளவில் மிருதுவான சோப்பு தயாரிக்கவும், கடினமான கண்ணுடி, பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு ஆகியவை தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

பொட்டாசிய அயனியைக் கண்டறிய உதவும் சோதனைகள் (Tests to find potassium ions): (a) இதன் உப்புகள் புன்சன் சுடருக்கு ஊதா நிறத்தைக் கொடுக்கிறது; (b) பொட்டாசியம் உப்புக் கரைசல் சோடியம் கோபால்ட் டி நைட்ரைட்டு $Na_3[CO(NO_2)_6]$ கரைசலுடன் மஞ்சள் நிறப் பொட்டாசியம் கோபால்ட் டி நைட்ரைட்டு, $K_3[CO(NO_2)_6]$ வீழ்படிவைக் கொடுக்கிறது; (c) ஆல்கஹால் கலந்த அடர் டார்ட்டாரிக் (Tartaric) அமிலக் கரைசலுடன் வெண்மையான படிகப் பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் டார்ட்ரேட்டு வீழ்படிவைத் தருகிறது; (d) பிக்ரிக் (Picric) அமிலக் கரைசல் பொட்டாசியம் உப்புக் கரைசலுடன் மஞ்சள் நிறப் படிகப் பொட்டாசியம் பிக்கிரேட்டு வீழ்படிவைத் தருகிறது; (e) பொட்டாசியம் உப்புக் கரைசலுடன் பிளாட்டினம் டெட்ராகுளோரைடையும் ஆல்கஹாலையும் சேர்த்தால் மஞ்சள் நிறமான $[K_2PtCl_6]$ வீழ்படிவு கிடைக்கும். இச் சோதனை மூலம் பொட்டாசியத்தை சோடியம் உப்புகளுடன் சேர்ந்து இருக்கும் பொழுதும் கண்டறியலாம்.

21-d. தாமிரம்
(Copper)

வரலாறு : இதை ரோமானியர்கள் சைப்ரஸ் என்ற தீவில் இருந்து பெற்றுவந்தார்கள். அவர்கள் இவ்வுலோகத்திற்கு குப்ரம் (cuprum) என்று பெயரிட்டனர்.

தோற்றம் : காப்பர் என்ற தாமிரம் அதிக அளவில் அமெரிக்கா விலும் சைபீரியாவிலும் கிடைக்கிறது. இந்தியாவில் இது பீஹார், ராஜஸ்தான், சிக்கிம் ஆகிய இடங்களில் காணப்படுகிறது. **தாமிரம் உலோகமாகவும்** கனிமங்களாகவும் கிடைக்கிறது. இது சல்ஃபைடு, ஆக்ஸைடு, கார்பனேட்டு ஆகிய கனிமங்களில் மிகுதியாகக் காணப் படுகிறது. இதன் முக்கியமான சில கனிமங்கள் : (a) கியுப்ரைட் (cuprite) Cu_2O ; (b) தாமிர கிளான்சு (copper glance) Cu_2S ; (c) தாமிர இரும்பு பைரட்டுகள் (copper iron pyrites) $CuFeS_2$; (d) மாலகைட் (malachite) $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$; (e) அசூரைட்டு, (azurite) $Cu(OH)_2 . 2CuCO_3$. உலகத்தில் கிடைக்கும் தாமிரத்தில் 75% அளவு, தாமிரபைரட்டு கனிமங்களில் இருந்து கிடைப்பவை யாகும்.

உலோகவியல் : தாமிரத்தின் உலோகவியல், கீழ்க்காணும் சில முக்கிய வேதியியல் கருத்துகளைக் கொண்டு அமைந்துள்ளது.

இரும்பைவிடத் தாமிரத்திற்குக் கந்தகத்துடன் இணையும் தன்மை அதிகம் உள்ளது ; ஆனால், ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும் தன்மை தாமிரத்தை விட இரும்பிற்கு அதிகம் உள்ளது. ஃபெரஸ் சல்பைடு, தாமிர(II) சல்பைடைவிட எளிதில் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையும் தன்மை யுடையது. மேலும் ஃபெரஸ் சல்பைடு தாமிர(I) ஆக்ஸைடுடன் வினை புரிந்து, தாமிர(I)சல்பைடைக் கொடுக்கக் கூடியது.

$$Cu_2O + FeS \rightarrow Cu_2S + FeO$$

ஆகையினால், இரும்பு (II) தாமிர (I) சல்பைடுகளைச் சிலிக்காவுடன் SiO_2) கலந்து ஆக்ஸிஜனில் சூடு செய்தால், இரும்பு (II) சல்ஃபைடு,

(FeO) ஆக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது; மேலும் இவ் வினையில் ஏதாவது Cu_2O கிடைத்திருந்தால் அதனுடனும் வினைப்பட்டு இரும்பு ஆக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது. பின் FeO சிலிக்காவுடன் சேர்ந்து இரும்பு சிலிகேட்டு என்ற கசடைக் (slag) கொடுக்கிறது. ($FeO+SiO_2 \rightarrow FeSiO_3$.) எனவே, Cu_2S தனித்து நின்றுவிடுகிறது. இம்முறையில் பெரும்பாலும் எல்லா இரும்பும் நீங்கிய பிறகு, Cu_2S, காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்பட்டு உலோகத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$2Cu_2S+3O_2 \rightarrow 2Cu_2O+2SO_2$$

$$2Cu_2O+Cu_2S \rightarrow 6Cu+SO_2$$

பிரித்தெடுத்தல்: தாமிரம் பெரும்பாலும் அதன் சல்ஃபைடு கனிமத்திலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இத் தாதுவில் உலோகத் தன்மையற்ற மாசுகள் சேர்ந்து காணப்படுகின்றன. தாமிரத்தைப் பிரித்து எடுப்பதற்கு முன்பு இவைகளை நீக்கியாக வேண்டும். இதற்காகக் கையாளப்படும் முறைகளை அடர்ப்பித்தல் (ore dressing) என்று கூறுகிறோம்.

நுரை மிதப்புமுறை (Froth Floatation Process): தூளாக்கப்பட்ட தாமிர சல்ஃபைடு கனிமங்களை, நீர், நுரையாக்கி (frother), மிதக்கி (flotation agent), சீராக்கி (conditioner) ஆகியவைகளைக் கொண்டுள்ள ஒரு பெரிய பாத்திரத்தில் போட்டு அதிக அழுத்தமுள்ள காற்றால் நன்கு கலக்கவேண்டும். இங்குப் பொட்டாசியம் ஈத்தைல் ஜான்தேட்டு (potassium di ethyl xanthate) மிதக்கியாகச் சேர்க்கப்படுகிறது. இது கனிமத்தின் தூள்களைச் சூழ்ந்து அவைகளை நீரில் நனையாதபடி செய்கிறது. இதனால் நீரின் இழுவிசைக்கு நுரையின் புறப்பரப்பில் கனிமத் தூள்களைத் தாங்க ஏதுவாக உள்ளது. பைன் (pine) எண்ணெய் நுரையை உண்டாக்குவதற்காகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இது நீரின் புறப் பரப்பின் இழுவிசையைக் (surface tension) குறைத்து, நுரைகள் முறிந்து அவைகளில் இருக்கும் கனிமத் தூள்கள் மீண்டும் பாத்திரத்தின் அடிப்பாகத்தை அடையாதபடி செய்கிறது. காரத் திற்குரிய pH-ஐ மாறாமல் இருக்கும்படி செய்வதற்குச் சுட்ட சுண்ணாம்பு சீராக்கியாகச் சேர்க்கப்படுகிறது. பாத்திரத்திலுள்ள வற்றைக் காற்று கொண்டு கலக்கும்பொழுது, மண், கல் போன்ற அசுத்தங்கள் அடியில் தங்கிவிடுகின்றன. இவ்விதம் மாசு நீக்கப்பட்ட தாமிரக் கனிமம் நீரில் நனையாமல் நுரையாக மேலே எழுகிறது. இந் நுரையை வேறு தொட்டிக்குள் செலுத்தி, தாமிர சல்ஃபைடு தூய நிலையில் பெறப்படுகிறது.

கரைசல் முறையில் தாமிரத்தைப் பிரித்தெடுத்தல் (Wet Process): இம்முறையில் அடர்ப்பித்த கனிமம் முதலில் கரையும்

சல்பேட்டாகவோ அல்லது குளோரைடாகவோ மாற்றப்படுகிறது. இக் கரைசலுடன் இரும்பை வினைப்படுத்தி அல்லது மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்தி காப்பர் பெறப்படுகிறது.

(a) **சல்ஃபேட்டை வறுத்தல்** (Sulphate Roasting): இம் முறையில் அடர்ப்பித்த கனிமத்தை எதிர்வெப்ப உலையில் (reverberatory furnace) குறைந்த வெப்பநிலையில் நீற்றப்படுகிறது (Calcined). கீழ்க்கண்ட வினைகள் நடைபெற்று $CuSO_4$-ஐக் கொடுக்கிறது.

$$Cu_2S+5[O]\rightarrow CuSO_4+CuO$$
$$FeS_2+6[O]\rightarrow FeSO_4+SO_2$$
$$2FeSO_4+[O]\rightarrow Fe_2O_3+2SO_3$$
$$CuO+SO_3\rightarrow CuSO_4$$

$CuSO_4$, $FeSO_4$-ஐப் போலல்லாமல் அதிக வெப்பநிலையில்தான் சிதையக்கூடியது. $CuSO_4$-ஐ நீர் கொண்டு கரைத்துத் தொட்டியில் போட்டு இரும்பைச் சேர்த்தால், தாமிரம் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

$$CuSO_4+Fe\rightarrow Cu\downarrow+FeSO_4$$

(b) **லீச்சிங் முறை** (Leaching Process): அடர்ப்பித்த ஆக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டுக் கனிமத்தை சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் நன்றாக வினைப்படுத்தினால், $CuSO_4$ கிடைக்கிறது. இதிலிருந்து முன்பு போலவே தாமிரம் பெறப்படுகிறது.

(c) ஃபெரிக் குளோரைடு அல்லது அமில ஃபெரிக் சல்பேட்டைக் கொண்டு தாமிர சல்பைடு கனிமத்தைச் சிதைத்தால், பின்வரும் வினைகள் நடைபெறுகின்றன.

$$Cu_2S+4FeCl_3\rightarrow 2CuCl_2+4FeCl_2+S$$
$$Cu_2S+2Fe_2(SO_4)_3\rightarrow 2CuSO_4+4FeSO_4+S$$
$$Cu_2S+2CuCl_2\rightarrow 2Cu_2Cl_2+S$$

கரையாத Cu_2Cl_2 அதிக அளவு உள்ள இரும்பு மற்றும் தாமிர குளோரைடு கரைசல்களில் கரைகிறது. இக் கரைசல்களிலிருந்து முன்பு கண்ட முறைகளைக் கொண்டு தாமிர உலோகத்தைப் பெறலாம்.

உலர் முறையில் தாமிரத்தைப் பிரித்தெடுத்தல் (Dry Method): தாமிரத்தைப் பிரித்தெடுக்க இம்முறையே பெரும்பாலும் கையாளப்படுகிறது. இதற்குப் பயன்படும் கனிமம் காப்பர் அயர்ன் பைரட்டு ($CuFeS_2$) ஆகும். சுத்தமான தாமிரத்தை இக் கனிமத்திலிருந்து பெறுவதற்குக் கீழ்க்கண்ட முறைகள் கையாளப்படுகின்றன.

(a) அடர்ப்பித்தல் (Concentration of Ores): இம்முறை முன்பக்கங்களில் விளக்கப்பட்டுள்ளது.

(b) வறுத்தல் (Roasting): அடர்ப்பித்த கனிமத்தைக் காற்றுடன் எதிர்வெப்ப உலேயில் வறுக்க வேண்டும். வறுத்தலின் போது பின்கண்ட வினைகள் நடைபெறுகின்றன.

(i) கனிமத்தில் மாசாக உள்ள கந்தகம் கந்தக டையாக்ஸைடாக மாற்றப்படுகிறது.

(ii) ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி ஆகியவைகள் எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய ஆக்ஸைடுகளாக மாற்றப்படுகின்றன.

(iii) பைரட்டுகள், Cu(I), Fe(II) சல்பைடுகளாக மாற்றப்படு கின்றன.

$$2CuFeS_2+O_2 \rightarrow Cu_2S+2FeS+SO_2$$

(iv) கிடைத்த Cu_2S, FeS ஆகிய இரண்டும் சிறிதளவு ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடைந்து அவைகளின் ஆக்ஸைடுகளைத் தரு கின்றன.

$$2Cu_2S+3O_2 \rightarrow 2Cu_2O+2SO_2$$

$$2FeS+3O_2 \rightarrow 2FeO+2SO_2$$

(c) உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting): வறுக்கப்பட்ட கனி மத்தை ஊதுஉலேயில் சிறிதளவு கார்பன், சிலிக்கா ஆகியவற்றுடன் சேர்த்துக் காய்ச்சவேண்டும். கனிமமும் கார்பனும் எரிவதற்காகக் காற்று உலேக்குள் செலுத்தப்படுகிறது. இரும்பு ஆக்ஸைடு சிலிக்கா வுடன் சேர்ந்து இரும்பு சிலிக்கேட்டைத் தருகிறது. Cu_2O சிறிதளவு FeS உடன் வினைப்பட்டு Cu_2S கொடுக்கிறது.

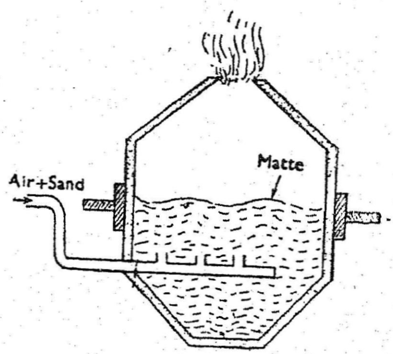
$$FeO+SiO_2 \rightarrow FeSiO_3 \text{ (மிதப்புக் கசடு)}$$

$$Cu_2O+FeS \rightarrow Cu_2S+FeO$$

உலேயில் உண்டான மிதப்புக் கசடை (**slag**) வெளியேற்றினல் இரும்பு சல்ஃபைடும், குப்ரஸ் சல்ஃபைடும் அடியில் காணப்படும். இவை இரண்டும் சேர்ந்து உருகித் திரவ வடிவத்தில் இருக்கும். இதை மேட்டி (**matte**) என்று அழைக்கிறோம்.

(d) பெஸிமர் மாற்றுஉலே முறை (Bessemerisation): திரவ நிலேயிலுள்ள மேட்டை பெஸிமர் மாற்றுஉலேயிலிட்டுக் காய்ச்சவேண்டும்.

இவ்வுலை எஃகு உலோகத்தால் ஆனது. இதன் உட்புறம் தீக்களிமண், சிலிகா ஆகியவற்ருல் பூசப்பட்டுள்ளது. உலையிலுள்ள திரவத்தினுள் சூடான காற்றைச் செலுத்தவேண்டும். இப்பொழுது உலையிலுள்ள இரும்பு சல்பைடு இரும்பு ஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. இவ்விரும்பு ஆக்ஸைடானது உலையிலுள்ள சிலிகாவுடன் சேர்ந்து உருகுகிறது. இது இரும்பு சிலிகேட்டு ($FeSiO_3$) என்னும் மிதப்புக் கசடாக மாறுகிறது. குப்ரஸ் சல்ஃபைடின் ஒரு பகுதி குப்ரஸ் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. இவ்விதம் கிடைத்த குப்ரஸ் ஆக்ஸைடும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையாத குப்ரஸ் சல்ஃபைடும் வினைப்பட்டு உருகிய நிலை தாமிரத்தைத் தருகின்றன.



படம் 40.

$$2FeS+3O_2\rightarrow 2FeO+2SO_2\uparrow +220{\cdot}56.\ \text{K cals.}$$
$$FeS+Cu_2O\rightarrow FeO+Cu_2S$$
$$FeO+SiO_2\rightarrow FeSiO_3$$
$$2Cu_2S+3O_2\rightarrow 2Cu_2O+2SO_2\uparrow$$
$$2Cu_2O+Cu_2S\rightarrow 6Cu+SO_2\uparrow$$

இத் தாமிரம் திடப்பொருளாக மாறும்பொழுது அதில் கரைந்துள்ள கந்தக டைஆக்ஸைடு வாயு அதன் மேல்பாகத்திலிருந்து வெளியேறுவதால், இத் தாமிரத்தின் மேல்பாகம் கொப்புளங்கள் உடையதாகக் காணப்படுகிறது. எனவே, இதைக் கொப்புளத் தாமிரம் (Blister copper) என்று அழைக்கிருர்கள். இது 98% தூய காப்பராகும்.

மின்பகுப்பு முறையில் சுத்தம் செய்தல் (Electrolytic Refining): தாமிர சல்பேட்டு கரைசலில் மாசுள்ள தாமிரத் தண்டுகளை நேர்மின் முனைகளாகவும், தூய தாமிரத் தண்டுகளை எதிர்மின் முனைகளாகவும் அமைத்து மின்சாரத்தைச் செலுத்தினுல், மிகத் தூய தாமிரம் எதிர்மின் முனையில் சேருகிறது.. இரும்பு, நிக்கல், நாகம் போன்ற அசுத்தங்கள் சல்பேட்டுகளாக மாறிக் கரைசலாக நின்றுவிடுகின்றன. தங்கம், வெள்ளி, வெள்ளீயம், ஆர்சினிக் போன்ற அசுத்தங்கள் வீழ்படிவுகளாக அடியில் தங்குகின்றன. இவ் வீழ்படிவை நேர்மின் முனை வண்டல் (anode mud) என்பர்.

பண்புகள் : இது ஒரு செம்பழுப்பு நிறமுள்ள உலோகமாகும். இதனை மென்தகடாகவும் கம்பியாகவும் அடிக்கலாம். வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் எளிதில் கடத்தும். இதன் உருகுநிலை 1083°; கொதிநிலை 2320°; இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 8·94. உருகிய நிலையில் தாமிரம் SO_2, ஹைட்ரஜன் போன்ற வாயுக்களை உட்கொள்ளும் (Occlusion) தன்மை பெற்றுள்ளது. இதை ஆக்ஸிஜனில் சூடு செய்தால் முதலில் Cu_2O-ம் பின் CuO-ம் கொடுக்கிறது. ஈரக் காற்று இதனுடன் வினைப்பட்டுப் பச்சை நிறமான உப்பு மூல கார்பனேட்டைத் (Basic carbonate) தருகிறது. தாமிரத்தின் மேற் பரப்பில் படலம் போலக் காணப்படும் இப் பொருளின் அமைப்பு $[CuSO_4 \cdot 3Cu(OH)_2]$ அல்லது $[CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2]$. நீரினால் இது தாக்கப்படுவதில்லை. தாமிரம் சூடான அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் காற்றின் முன்னிலையில் வினைப்பட்டு, தாமிரம் (II) குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2Cu+4HCl+O_2 \rightarrow 2CuCl_2+2H_2O$$

காப்பரை அடர் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்த்துச் சூடுசெய்தால், கந்தக டை ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$Cu+2H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4+2H_2O+SO_2$$

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடையும், அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடையும் தருகிறது.

$$3Cu+8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2+4H_2O+2NO\uparrow$$

$$Cu+4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2+2H_2O+2NO_2\uparrow$$

இது அதன் உப்புக் கரைசலிலிருந்து நாகத்தால் இடப்பெயர்ச்சி அடைகிறது. வெள்ளி, பாதரசம் போன்ற உலோகங்களை அவற்றின் உப்புக் கரைசலிலிருந்து தாமிரம் இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$CuSO_4+Zn \rightarrow ZnSO_4+Cu$$

$$Cu+2AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2+2Ag$$

$$Hg(NO_3)_2+Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2+Hg$$

தாமிரம் நீர்த்த அம்மோனியாவில் ஆக்ஸிஜனின் முன்னிலையில் மெதுவாகக் கரைகிறது :

$$Cu+4NH_3+\tfrac{1}{2}O_2+H_2O \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{+2}+2(OH)^-$$

தாமிரம் நீர்த்த $NaCN$ கரைசலில் கரைந்து ஹைட்ரஜனை உண்டாக்குகிறது.

$$2Cu+4(CN)^-+2H_2O \rightarrow 2[Cu(CN)_2]^-+2(OH)^-+H_2\uparrow$$

தாமிர உலோகக் கலவைகள் : தாமிரம் கீழ்க்காணும் உலோகக் கலவைகளைக் கொடுக்கிறது. அவைகளின் இயைபுகளும் உபயோகங்களும் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

பெயர்	இயைபு %	உபயோகங்கள்
(1) பித்தளை (brass)	$Cu = 60{\cdot}90$ $Zn = 10{\cdot}40$	பாத்திரங்கள், தகடுகள், குளிர்கலக் குழாய்கள், மின் சாரச் சாதனங்கள், கொதி கலங்கள்.
(2) வெண்கலம் (bronze)	$Cu = 88{\cdot}96$ $Sn = 4{\cdot}12$	பாத்திரங்கள், சிலைகள், நாணயங்கள்.
(3) அலுமினிய வெண்கலம்	$Cu = 90{\cdot}0$ $Al = 7{\cdot}12$ $Sn = 0{\cdot}05$	தங்க நிற பெயின்ட், விலை குறைந்த நகைகள், நாண யங்கள்.
(4) பெல் உலோகம்	$Cu = 80{\cdot}00$ $Sn = 20{\cdot}00$	ஆலய மணிகள், பீப் பாய்கள்.
(5) வெடி உலோகம்	$Cu : Sn : Zn$ 88 : 10 : 2	துப்பாக்கிகள், கியர்கள் (gears).
(6) ஜெர்மன் வெள்ளி	$Cu = 25{\cdot}50$ $Zn = 25{\cdot}35$ $Ni = 15{\cdot}35$	பாத்திரங்கள், மின்சார சாதனங்கள்.
(7) மானெல் உலோகம் (monel metal)	$Cu = 66$ $Ni = 34$	அரிக்கும் தன்மையைத் தாங்கும் உலோகக் கலவை.
(8) தாமிர பெர்லியக் கலவை	$Cu = 97{\cdot}75$ $Be = 2{\cdot}25$	மின்சாரத்தைக் கடத்தும் கம்பிகள்.

பயன்கள் : இரும்பு, அலுமினியம் ஆகியவற்றிற்கு அடுத்த படியாக, தாமிரம் உபயோகமான ஓர் உலோகமாகும். வெண்கலம், பித்தளை போன்ற கலப்பு உலோகங்கள், மின்சாரக் கம்பிகள், மின்சாரச் சாதனங்கள், பாத்திரங்கள், கொதிகலங்கள், நீராவிக் குழாய்கள், நாணயங்கள் முதலியவை தயாரிக்கப் பயன்படுகின்றன. இது மேலும் மேற்குறிப்பிட்டுள்ள உலோகக் கலவைகளைத் தயாரிக்கப் பயன் படுகிறது. தாமிர சல்ஃபேட்டு போன்ற முக்கியச் சேர்மங்கள், பூச்சிக் கொல்லிகள் (pesticides) ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. மின்முலாம் பூசுவதிலும் இது பயன்படுகிறது.

தாமிரச் சேர்மங்கள்

தாமிரம் +1, +2 ஆகிய ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலைகளைப் (Oxidation states) பெற்றிருக்கிறது; எனவே, இது இரண்டு விதமான சேர்மங்களைத் தருகிறது. அவை முறையே தாமிரம் (I) அல்லது குப்ரஸ் சேர்மங்கள் (Cuprous salts); தாமிரம் (II) அல்லது குப்ரிக் சேர்மங்கள் (Cupric compounds) என்று அழைக்கப்படுகின்றன. இவைகளில் தாமிரம் (II) உப்புகள், தாமிரம் (I) உப்புகளைவிட நிலையாக இருக்கின்றன. பொதுவாக நீருடை Cu^{+2} அயனிகள் நீலம் அல்லது பச்சை கலந்த நீலநிறத்தைப் பெற்றிருக்கின்றன; ஆனால், தாமிரம் (I) உப்புகள் பொதுவாக நிறமற்றவைகளாகவோ அல்லது வெளிறிய நிறமுடையவைகளாகவோ இருக்கின்றன. காப்பர் (I) சேர்மங்கள் எளிதில் ஏற்றமடைந்து குப்ரிக் சேர்மங்களாக மாறுகின்றன.

ஓரிணை தாமிரச் சேர்மங்கள் (Monovalent compounds of copper)

தாமிரம் (I) ஹைட்ரைடு, CuH (cuprous hydride): Cu^{+2} அயனியை சல்ஃபூரிக் அமிலம் கலந்த, ஹைப்போ பாஸ்பைட்டு அயனியால் ஒடுக்கினால் இது கிடைக்கிறது.

$$2Cu^{+2}+3H_2PO_2^-+3H_2O \longrightarrow 2CuH+3H_2PO_3^-+4H^+$$

இது ஒரு செம்பழுப்பு நிறமுள்ள நிலையற்ற திண்மம்.

தாமிரம் (I) ஆக்ஸைடு, Cu_2O (Cuprous oxide): காரகுணமுள்ள தாமிரம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலை ஒடுக்குவதன் மூலம் இதைத் தயாரிக்கலாம்; ஃபிலிங்கின் கரைசலுடன் (fehling's solution: $CuSO_4+NaOH+$Rochelle salt அதாவது, sodium potassium tartrate) குளுகோசைச் சேர்த்துச் சிறிது சூடு செய்வதன் மூலம் இன்னும் நல்ல முறையில் Cu_2O-ஐத் தயாரிக்கலாம். சோடியம் கார்பனேட்டுடன் தாமிரம் (I) குளோரைடைச் சேர்த்து உருக்குதல் மூலமும் இதைத் தயாரிக்கலாம்.

$$2CuCl+Na_2CO_3 \longrightarrow Cu_2O+2NaCl+CO_2$$

இச் செந்நிறப் பொடி காற்றிலா நிலையில் அம்மோனியாவில் கரைந்து அணைவுச் சேர்மத்தை $[Cu\,(NH_3)_2\,OH]$ தருகிறது. இது நீரில் கரையாது; ஹைட்ரஜனில் சூடு செய்யும்பொழுது இது எளிதில் ஒடுக்கம் அடைந்து உலோகத்தைக் கொடுக்கிறது. இது நிலையான அணைவுகளைக் கொடுக்கிறது. இது ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் கரைந்து ஹைட்ரோ-குப்ரோ குளோரிக் அமிலத்தைத் ($HCuCl_2$) தருகிறது.

$$Cu_2O+4HCl \longrightarrow 2HCuCl_2+H_2O$$

இது கண்ணுடி, பீங்கான் ஆகியவற்றிற்கு ஒரு நிறங்கொடுக்கும் பொருளாகவும், துருப்பிடிக்காமல் இருப்பதற்காகப் பூசப்படும் பெயின்டைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது.

தாமிரம் (I) ஹைட்ராக்ஸைடு, $CuOH$ (Cuprous hydroxide) : சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைத் தாமிரம் (I) உப்புக் கரைசலுடன் சேர்த்தால் மஞ்சள் நிறமான வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இது $Cu(OH)$ அல்லது Cu_2O ஆக இருக்கலாம் எனக் கருதப்படுகிறது. இக் கரைசலைச் சூடுசெய்தால் அம் மஞ்சள் நிற வீழ்படிவு சிவப்பு நிற Cu_2O ஆக மாறுகிறது; ஆனால், தாமிர மின்முனைகளை அமைத்து $NaCl$-ஐ மின்னாற் பகுத்தால் சிவப்பு நிறமான $Cu_2(OH)_2$ கிடைக்கிறது.

தாமிரம் (I) சல்ஃபைடு, Cu_2S (Cuprous sulphide) : தாமிரத்தைக் கந்தகத்துடன் சேர்த்து வெற்றிடச் சூழ்நிலையுள்ள உலையில் சூடு செய்தால் இது கிடைக்கிறது; ஆனால், சாதாரண முறையில் இவ் வினையை நடைபெறச்செய்தால் Cu_2S மற்றும் CuS கிடைக்கிறது. தூயநிலையில் இதை ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் கலந்த தாமிரம் (I) குளோரைடு கரைசலினுள் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைச் செலுத்துவதன் மூலம் தயாரிக்கலாம்.

தாமிரம் (I) ஹாலைடுகள் (Cuprous halides) : CuF-ஐத் தவிர மற்றத் தாமிரம் (I) ஹாலைடுகள் வெண்மை நிறமானவைகள்; CuF மட்டும் சிவப்பு நிறமுடையது. இவைகள் எல்லாம் தாமிரம் (II) ஹாலைடுகளைப்போல நீரில் கரையா.

தாமிரம் (I) ஃபுளூரைடு, CuF (Cuprous fluoride) : இது தூய நிலையில் இருப்பது கிடையாது; CuF_2-ஐச் சூடு செய்வதன் மூலம் 70% தூய CuF கிடைக்கிறது.

$$2CuF_2 \xrightarrow{\Delta} 2CuF + F_2$$

தாமிரம் (I) குளோரைடு, Cu_2Cl_2 (Cuprous chloride) : தாமிரத் தூள்களை அதிக அளவில் தாமிர சல்பேட்டுக் கரைசலுடனும் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடனும் சேர்த்துக் கொதிக்கவைத்து இதைத் தயாரிக்கிறார்கள்.

$$CuSO_4 + 2HCl \longrightarrow CuCl_2 + H_2SO_4$$
$$CuCl_2 + Cu \longrightarrow Cu_2Cl_2$$

$CuCl_2$-ஐ, துத்தநாகம் அல்லது SO_2-டன் சேர்த்துச் சூடு செய்தும் இதைத் தயாரிக்கலாம்.

$$2CuCl_2 + Zn \longrightarrow Cu_2Cl_2 + ZnCl_2$$
$$2CuCl_2 + 2H_2O + SO_2 \longrightarrow Cu_2Cl_2 + 2HCl + H_2SO_4$$

இது நீரில் கரையாத வெண்மையான திண்மம்; ஆனால், அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் கரைந்து $HCuCl_2$-ஐத் தருகிறது.

அம்மோனியாவில் கரைந்து டைஅமினோ தாமிரம் (I) குளோரைடைக் $[Cu(NH_3)_2]Cl$ கொடுக்கிறது; பின்னதின் நீர்க் கரைசல் காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் பின்வருமாறு வினைப்படுகிறது.

$$2[Cu(NH_3)_2]^+ + 2NH_4OH + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow 2[Cu(NH_3)_4]^{+2} + 2OH^- + H_2O.$$

இதன் அம்மோனியா கரைசல் அசிட்டிலின் வாயுவை உறிஞ்சி செந்நிறத் தாமிரம் (I) அசிட்டிலைடைத் தருகிறது. இவ் வினை, வாயுக்களைப் பகுத்து அறிதலில் பயன்படுகிறது. குப்ரஸ் குளோரைடின் HCl கரைசல் ஆக்ஸிஜன் அல்லது கார்பன் மோனுக்ஸைடை உறிஞ்சுகிறது. இதனால் இது வாயுப் பகுப்பில் (gas analysis) CO-ஐ உறிஞ்சுவதற்குப் பயன்படுகிறது; கார்பன் மோனுக்ஸைடுடன் நிறமற்ற படிக உருவான கார்பனைல் சேர்மத்தைத் $(Cu_2Cl_2 . 2CO)$ தருகிறது.

தாமிரம் (I) அயோடைடு, Cu_2I_2 (Cuprous iodide) : தாமிர சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் பொட்டாசியம் அயோடைடுடன் வினைபுரிந்து Cu_2I_2ஐத் தருகிறது.

$$2Cu^{+2} + 4I^- \longrightarrow Cu_2I_2 + I_2$$

பெறப்பட்ட அயோடினை $Na_2S_2O_3$-உடன் தரம் பார்க்கவேண்டும் (titrated). எனவே, இவ் வினை பருமனறி பகுப்பில் தாமிரத்தின் எடையை நிர்ணயித்தலுக்குப் (estimation) பயன்படுத்தப்படுகிறது. இது கரையாத வெண்ணிறப் படிக உருவுள்ள திண்மம். ஓரிணை திறனுள்ள காப்பரின் ஹாலைடுகளில் Cu_2I_2 தான் நிலையான தன்மை பெற்றிருக்கிறது.

தாமிரம் (I) சயனைடு, $Cu_2(CN)_2$ (Cuprous cyanide) : பொட்டாசியம் சயனைடு கரைசலைத் தாமிர சல்பேட்டுக் கரைசலுடன் சேர்த்தால் சிகப்பு நிறமான செந்நிறத் தாமிரம் (II) சயனைடு முதலில் கிடைக்கிறது; பின் கரைசலைச் சூடு செய்தால், சயனோஜன் வெளிப்பட்டுத் தாமிரம் (I) சயனைடு கிடைக்கிறது.

$$2Cu(CN)_2 \longrightarrow Cu_2(CN)_2 + (CN)_2 \uparrow$$

KCN-ஐத் தாமிரம் (I) குளோரைடுடன் வினைப்படுத்துவதன் மூலமும் இதைத் தயாரிக்கலாம். இது அதிக அளவில் இருக்கும் KCN-உடன் வினைப்பட்டுக் கரைந்து பொட்டாசியம் குப்ரோ சயனைடைத் $[K_3Cu(CN)_4]$ தருகிறது.

தாமிரம் (I) சல்ஃபேட்டு, Cu_2SO_4 (Cuprous sulphate) : ஈதைல் சல்ஃபேட்டுடன் தாமிரம் (I) ஆக்ஸைடை 160°C-க்குச் சூடுபடுத்தி, இது தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$Cu_2O + (C_2H_5)_2SO_4 \longrightarrow Cu_2SO_4 + (C_2H_5)_2O$$

இது நீருடன் வினைப்பட்டு, தாமிர சல்ஃபேட்டையும், தாமிரத்தையும் தருகிறது. இச் சேர்மம் ஈரமற்ற காற்றில் நிலையாக இருக்கிறது.

ஈரிணை தாமிரச் (குப்ரிக்) சேர்மங்கள்

தாமிரம் (II) ஆக்ஸைடு, CuO (cupric oxide): தாமிர நைட்ரேட்டு அல்லது கார்பனேட்டைச் சூடேற்றி (ignition) இது தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

மாலகைட்டு கனிமத்தைச் சூடேற்றிப் பெறுகிறார்கள்.

$$CuCO_3 . Cu(OH)_2 \rightarrow 2CuO + H_2O + CO_2$$

இது நீரில் கரையாத கருநிறப் பொருள்; இது ஒரு சிறந்த கார ஆக்ஸைடாக இருப்பதால், அமிலங்களுடன் வினைப்பட்டு உப்புகளைத் தருகிறது.

$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$$

இது, ஹைட்ரஜன், கார்பன் மோனாக்ஸைடு போன்ற வாயுக்களினால் ஒடுக்கப்பட்டு, உலோகமாக மாறுகிறது.

$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$$

இது கண்ணாடிக்கு நிறங் கொடுக்கும் பொருளாகவும், கரிம வேதியியல் பகுப்பில் கார்பன், ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றைக் கண்டறிவதற்கும், பெட்ரோலியத்தைச் சுத்தம் செய்யும்போது கந்தகத்தை நீக்கவும் பயன்படுகிறது.

தாமிரம் (II) ஹைட்ராக்ஸைடு, $Cu(OH)_2$ (cupric hydroxide): தாமிர உப்புக் கரைசல்களுடன் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்த்தால், வெளிறிய நீலநிற வீழ்படிவாக இது பெறப்படுகிறது. இந்த வீழ்படிவு அதிக அளவு NH_4OH-ல் கரைந்து, கருநீலநிற காப்பர் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைக் கொடுக்கிறது. இக் கரைசல் ஸெல்லுலோஸ் (cellulose)ஐக்

$$CuSO_4 + NH_4OH \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + (NH_4)_2SO_4$$

$$Cu(OH)_2 + 4NH_3 \rightarrow Cu(NH_3)_4(OH)_2$$

கரைக்கும் தன்மையுடையது; இத்துடன் அமிலத்தைச் சேர்த்து இதிலிருந்து மீண்டும் ஸெல்லுலோசைத் திரும்பப் பெறலாம். இவ் வினைகள் செயற்கைப் பட்டுத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

தாமிரம் (II) சல்பைடு, CuS (cupric sulphide): அமில நிலையிலுள்ள தாமிரம் (II) உப்புக் கரைசலினூடே ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தி, இது தயாரிக்கப்படுகிறது. இது ஒரு நல்ல வெப்பக் கடத்தியாகும்.

காப்பர் ஹாலைடுகள்

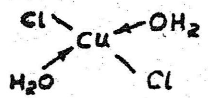
தாமிரம் (II) அயோடைடைத் தவிர, மற்ற ஹாலைடுகள் நீரில் கரைகின்றன.

தாமிரம் (II) ஃபுளூரைடு, CuF_2 (cupric fluoride): தாமிர ஆக்ஸைடை ஹைட்ரோ ஃபுளூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து இது பெறப் படுகிறது.

$$CuO+2HF\xrightarrow[\Delta]{400°C}CuF_2+H_2O$$

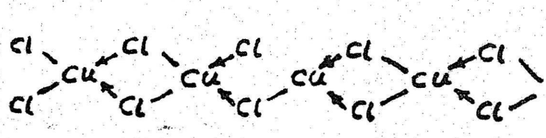
இது நீலநிறப் படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது.

தாமிரம் (II) குளோரைடு, $CuCl_2$ (cupric chloride): தாமிர ஆக்ஸைடை ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, பின் கரைசலை அடர்ப்பித்து, படிக வடிவான $CuCl_2 . 2H_2O$ தயாரிக்கப்படுகிறது. தாமிரத்தைக் குளோரினில் எரித்து நீரற்ற தாமிர குளோரைடைப் பெறலாம். கரைசலிலிருந்து படிகமாகப் பெறும்பொழுது இது நீல நிறமாகக் காணப்படுகிறது. நீருடை குப்ரிக் குளோரைடின் உள்ளமைப்பு:



$CuCl_2 \cdot 2H_2O$

$CuCl_2$-வின் உள்ளமைப்பு ஒரு நீண்ட சங்கிலித் தொடர்போல இருக்கிறது. இதில் Cu^{+2} அயனியை நான்கு குளோரின் அணுக்கள் சூழ்ந்துள்ளன. குப்ரிக் புரோமைடின் அமைப்பும் இத்தகையதே.



தாமிரம் (II) சல்ஃபேட்டு, $CuSO_4$ **(cupric sulphate):** தாமிரத்தைச் சூடான அடர் H_2SO_4-ல் கரைத்து இது பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது. காற்று இருக்கும் நிலையில் தாமிரத்தைச் சூடான நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் கரைத்தும் இதைப் பெருமளவில் பெறலாம்.

$$Cu+2H_2SO_4\rightarrow CuSO_4+2H_2O+SO_2$$
$$Cu+H_2SO_4+\tfrac{1}{2}O_2\rightarrow CuSO_4+H_2O$$

தாமிரம் காரீயப் (லெட்டு) பூச்சு கொண்ட ஒரு கோபுரத்தில் வைக்கப்படுகிறது. கோபுரத்தின் மேல்பாகத்தில் இருந்து நீர்த்த கந்தக அமிலம் தூவப்படுகிறது; கீழிருந்து, காற்றையும் கொதி நீராவியையும் மேல்நோக்கிச் செலுத்துகிறார்கள். கரைசலிலிருந்து படிகமாக்குதல் முறையில் தாமிர சல்பேட்டு, பென்டா ஹைடிரேட்டு ($CuSO_4 . 5H_2O$) பெறப்படுகிறது. இச் சேர்மம் படிகநீரைப் பெற்றிருந்தால் நீலநிறமாகவும் படிக நீரற்ற சேர்மம் வெண்ணிறமாகவும் உள்ளது.

$$\underset{\text{நீலம்}}{CuSO_4.5H_2O} \xrightarrow{\text{காற்றில்}} \underset{\text{வெளிறிய நீலம்}}{CuSO_4.3H_2O} \xrightarrow[\triangle]{100^\circ C} \underset{\text{நீலம் கலந்த வெண்மை}}{CuSO_4\,H_2O} \xrightarrow[\triangle]{230\text{-}250^\circ C} \underset{\text{வெண்மை}}{CuSO_4}$$

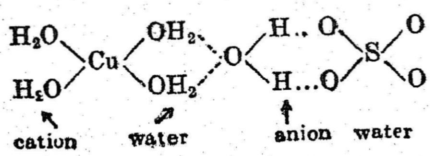
நீரற்ற தாமிர சல்பேட்டுடன் நீரைச் சேர்த்தால், அது நீலநிறம் அடைகிறது; இவ் வினையால் நீரைக் கண்டறிய இயலுகிறது. தாமிர சல்பேட்டுக் கரைசல் அமிலத் தன்மையுடையது. இது அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் முதலில் தாமிர ஹைட்ராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. தாமிர ஹைட்ராக்ஸைடு அதிக அளவில் அம்மோனியாவில் கரைந்து $[Cu(NH_3)_4] . SO_4 . H_2O$-ஐத் தருகிறது. தாமிர சல்பேட்டுக் கரைசல் பொட்டாசியம் அயோடைடுடன் வினைப்பட்டு, அயோடினை வெளிப்படுத்தி, வெண்மையான Cu_2I_2-ஐத் தருகிறது.

$$2CuSO_4 + 4KI \rightarrow Cu_2I_2 + I_2 \downarrow + 2K_2SO_4$$

அயோடின் கரைசலை $Na_2S_2O_3$ உடன் தரம் பார்த்து, தாமிரத்தின் எடையை நிர்ணயித்தலுக்கு மேற்கண்ட வினை பயன்படுகிறது. காப்பர் சல்ஃபேட்டு கார உலோக சல்ஃபேட்டுகளுடன் இரட்டை சல்ஃபேட்டுகளைக் கொடுக்கிறது.

$$K_2SO_4,\ CuSO_4 . 6H_2O;\ (NH_4)_2SO_4,\ CuSO_4 . 6H_2O.$$

தாமிரம் (II) சல்ஃபேட்டு, பென்ட்டா ஹைட்ரேட்டின் [$CuSO_4.5H_2O$] உள்ளமைப்பு: இச் சேர்மத்தில் நான்கு நீர் மூலக்கூறுகள் தாமிரம் (II) அயனியுடன் ஈதல் பிணைப்பினால் (co-ordinate bond) இணைகின்றன. ஐந்தாவது நீர் மூலக்கூறு, சல்ஃபேட்டு அயனியின் இரண்டு ஆக்ஸிஜன் அணுக்களுடனும் ஏற்கெனவே ஈதல் பிணைப்பைக் கொண்ட நீரின் நான்கு மூலக்கூறுகளில் இரண்டுடனும், ஹைட்ரஜன் பிணைப்புகளினால் இணைந்து இருக்கின்றது.



பயன்கள் : காப்பர் சல்ஃபேட்டென்ற மயில் துத்தம் மின்முலாம் பூசும் முறையிலும், தாமிரத்தை மின்பகுப்பு முறையில் தூய்மைப் படுத்தவும், காலிகோ அச்சுத் தொழிலிலும் பயன்படுகிறது ; மருத்துவத் திலும் சோதனைச் சாலையிலும், இதிலிருந்து வேறு தாமிரச் சேர்மங் களைத் தயாரிப்பதற்கும், நீரைக் கண்டறியவும், தனி ஆல்கஹாலைத் (absolute alcohol) தயாரிக்கவும் இது உபயோகப்படுகிறது. இது சுட்ட சுண்ணும்புடன் சேர்ந்து போர்டோ கலவையைத் (Bordeaux mixture) தருகிறது. இக் கலவை பூச்சிக் கொல்லியாக மிகவும் பயன் படுகிறது.

தாமிரம் (II) நைட்ரேட்டு, $Cu(NO_3)_2$ (cupric nitrate) **:** தாமிரம் அல்லது தாமிரம் (II) ஆக்ஸைடை நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கிடைத்த கரைசலை ஆவியாக்கினுல் படிக வடித்தான $Cu(NO_3)_2 . 3H_2O$ கிடைக்கிறது. இது நன்ருக நீரில் கரையக்கூடியது; நீர்க்கும் தன்மையுடையது. இதைச் சூடு செய்தால் பின்வரும் வினை நிகழ்கிறது. இது ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றி.

$$2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

தாமிரம் (II) அசிட்டேட்டு, $Cu(CH_3COO)_2 . H_2O$ (Cupric acetate) **:** தாமிரம் (II) ஆக்ஸைடை அசிட்டிக் அமிலத்தில் கரைத்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது. தாமிரத் தகடுகளை, நீர்த்த அசடிக் அமிலம் (Vinegar), காற்று ஆகியவைகளுடன் வினைப்படும்படி வைத்திருந்தால், கார தாமிரம் (II) அசட்டேட்டு கிடைக்கிறது.

$$2Cu + 2CH_3COOH + O_2 \rightarrow (CH_3COO)_2Cu . Cu(OH)_2$$

இது நீலம் கலந்த பச்சை நிறப் பொருள். இது வெர்டிகிரிஸ் (Verdigris) என்றழைக்கப்பட்டு பெயின்டுகளுக்கு நிறங்கொடுக்கும் பொருளாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. காலிகோ அச்சு முறையிலும் இது பயன்படுகிறது.

தாமிரத்தின் அணைவுகள் (Copper Complexes) **:** ஓரிணை திறன், ஈரிணைதிறன் நிலைகளில் இருக்கும் தாமிர அணைவுக்ள் பல உள்ளன.

ஓரிணை திறனுடைய காப்பர் அணைவுகள் : தாமிரம் (I) ஆக்ஸைடை அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் வினைப்படுத்தினுல், டைஅம்மீன் காப்பர் (I) ஹைடிராக்ஸைடு $[Cu(NH_3)_2]OH$ பெறப் படுகிறது.

$$Cu_2O + H_2O \rightleftharpoons 2CuOH$$

$$CuOH \rightleftharpoons Cu^+ + OH^-$$

$$Cu^+ + 2NH_3 + [OH]^- \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_2]OH$$

குப்ரஸ் குளோரைடு கரைசலில் அம்மோனியாக் கரைசலைச் சேர்த்து டைஅம்மீன் காப்பர் (I) குளோரைடு தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$Cu^+ + Cl^- + 2NH_3 \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_2]Cl \rightleftharpoons Cu(NH_3)_2^+ + Cl^-$$

தாமிரம் (II) சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் பொட்டாசியம் சயனைடு கரைசலைச் சேர்த்தால் முதலில் தாமிரம் (II) சயனைடு கிடைக்கிறது; பின் உடனடியாக இது சிதைந்து சயனோஜன் வாயுவை வெளிப் படுத்தி, தாமிரம் (I) சயனைடைத் தருகிறது.

$$CuSO_4 + 2KCN \rightarrow Cu(CN)_2 + K_2SO_4$$
$$2Cu(CN)_2 \rightarrow Cu_2(CN)_2 + (CN)_2\uparrow$$

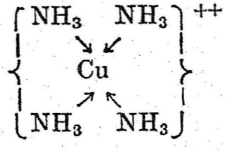
$Cu_2(CN)_2$ மிகையான பொட்டாசியம் சயனைடில் கரைந்து க்யுப்ரோ சயனைடைத் [பொட்டாசியம் டெட்ரா சயனடோ குப்ரேட்டு (II)] தருகிறது.

$$Cu_2(CN)_2 + 6KCN \rightarrow 2K_3Cu(CN)_4$$
$$K_3Cu(CN)_4 \rightleftharpoons 3K^+ + Cu(CN)_4^{-3}$$

ஈரிணை திறனுள்ள காப்பர் அணைவுகள் (Divalent complexes of copper) : தாமிரம் (II) ஹைட்ராக்ஸைடு அம்மோனி யாவில் கரைந்து, ஆழ்ந்த நீல நிற டெட்ரா அம்மீன் காப்பர் (II) ஹைடிராக்ஸைடைத் தருகிறது.

$$Cu(OH)_2 + 4NH_3 \rightarrow Cu(NH_3)_4(OH)_2 \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]^{+2} + 2OH^-$$

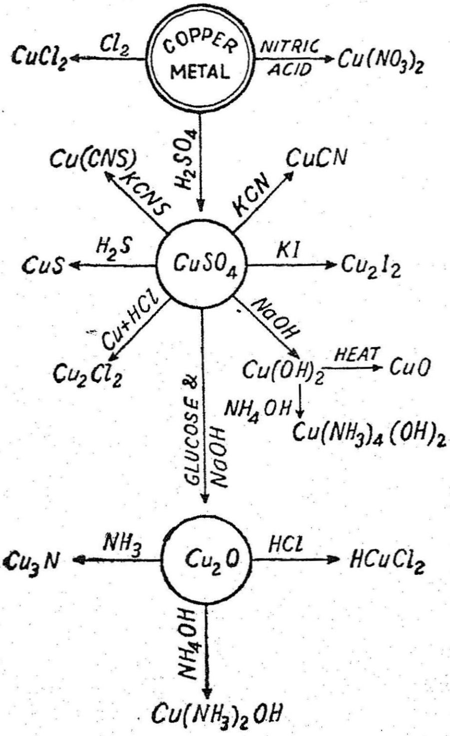
இதுபோன்றே தாமிரம் (II) குளோரைடை அம்மோனியா வாயுவுடன் வினைப்படுத்தினால், டெட்ரா அம்மீன் காப்பர் (II) குளோரைடு $[Cu(NH_3)_4Cl_2]$ படிகங்களாகக் கிடைக்கின்றன. இதன் உள்ளமைப்புப் பின்வருமாறு :



தாமிரம் (II) சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் அதிக அளவு அம்மோனியா ஹைட்ராக்ஸைடைச் சேர்த்தால், முதலில் கிடைக்கும் $Cu(OH)_2$ வீழ்படிவு கரைந்து, ஆழ்ந்த நீலக் கரைசலைத் தருகிறது. இத்துடன் ஆல்கஹாலைச் சேர்த்து, சாய்சதுர வடிவுள்ள டெட்ரா அம்மீன் காப்பர் (II) சல்ஃபேட்டுப் [Tetrammine copper (II) sulphate] படிகங்கள் கிடைக்கின்றன.

$$CuSO_4 \rightleftharpoons Cu^{++} + SO_4^{--}$$
$$Cu^{++} + 4NH_3 \rightleftharpoons Cu(NH_3)_4^{++}$$
$$Cu(NH_3)_4^{++} + SO_4^{--} + 4H_2O \rightarrow Cu(NH_3)_4SO_4 \cdot 4H_2O$$

தாமிரம், தாமிரம் (II) சல்ஃபேட்டு, தாமிரம் (I) ஆக்ஸைடு ஆகியவற்றிலிருந்து வேறு தாமிரச் சேர்மங்களைத் தயாரிக்கும் முறைகள் :



பண்பறி பகுப்பு முறை : (a) அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்துப் பசை போலச் செய்த தாமிர உப்புகள், புன்சன் சுடருக்குப் பச்சை கலந்த நீல நிறத்தைத் தருகின்றன. (b) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுடன் அமிலம் கலந்த தாமிர உப்புகள் கருநிறத் தாமிரம் (II) சல்ஃபைடை வீழ்படிவாக உண்டாக்குகிறது. இந்த வீழ்படிவு மஞ்சள் அம்மோனியம் சல்பைடில் (Ammonium polysulphide) கரையாது; ஆனால், நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரையும். (c) பொட்டாசியம் ஃபெரோ சயனைடுடன் கறும்பழுப்பு நிற $K_4Cu(CN)_4$ வீழ்படிவைத் தருகிறது.

அளவறி பகுப்பு : (a) அயோடிமெட்ரி முறையில் (Iodimetrically) தாமிரம் (II) சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் பொட்டாசியம் அயோடைடை வினைபுரியும்படி செய்து, வெளிப்படும் அயோடினைச்

சோடியம் தயாசல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் தரம் பார்த்து, தாமிரத்தின் எடையை நிர்ணயிக்கலாம். இதுபற்றி விளக்கமாக முன் பகுதிகளில் தரப்பட்டுள்ளது. (b) எடையறி முறையில் (Gravimetric analysis) தாமிரம், தாமிரம் (I) தயோசயனேட்டாக ($CuCNS$) மாற்றப்பட்டு எடை நிர்ணயிக்கப்படுகிறது. இதற்கு Cu^{+2} அயனியை முதலில் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு கொண்டு Cu^{+1} ஆக ஒடுக்கப்படுகிறது. பிறகு அம்மோனியம் தயோசயனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்துத் தாமிரம் (I) தயோசயனேட்டுப் பெறப்படுகிறது.

$$2CuSO_4+2H_2O+SO_2 \rightarrow Cu_2SO_4+2H_2SO_4$$

$$Cu_2SO_4+2NH_4CNS \rightarrow Cu_2(CNS)_2+(NH_4)_2SO_4$$

21-e. வெள்ளி
(Silver)

இந்த உலோகம் கி.மு. 3500 ஆண்டுகட்கு முன்னரே மனிதனுல் பயன்படுத்தப்பட்டுள்ளது. இலத்தீன் மொழியில் ஆர்ஜென்டம் (Argentum) என்ருல் மிகவும் பளபளப்பான என்று பொருள். ஆகையால், இதற்கு ஆர்ஜென்டம் என்ற பெயர் ஏற்பட்டது.

தோற்றம் : வெள்ளி தனிமமாகவே இயற்கையில் கனடா (15%), மெக்சிகோ (26%), தென் அமெரிக்கா (18%), அமெரிக்கா (19%) போன்ற இடங்களில் கிடைக்கிறது. இது பின்வரும் கனிமங்களாகக் கிடைக்கிறது:

ஆர்ஜென்டைட்டு (சில்வர் கிளான்சு), Ag_2S

ஹார்ன் சில்வர் (Horn silver) $AgCl$

ரூபி சில்வர் அல்லது பைரார்ஜிரைட் (Pyrargrite) $3Ag_2S\ Sb_2S_3$

சில்வர் காப்பர் கிளான்சு $(Ag, Cu)_2S$

காரீய சல்பைடு, தாமிர சல்பைடு, நிக்கல் சல்பைடு, ஆன்டிமனி சல்பைடு போன்ற தாதுக்களிலும் வெள்ளி கலந்திருக்கும். தாமிரத்தை மின்னுற்பகுப்பு முறையால் சுத்தப்படுத்தும்போது வெள்ளி உடன் விளைவாகக் (bye-product) கிடைக்கிறது. வெள்ளியைத் தாதுப் பொருள்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் முறைகளைக் கீழே காண்போம் :

1. சயனைடு முறை (Cyanide process) : முதலில் இதனுடைய சல்பைடு தாதுப்பொருள் சுத்தம் செய்யப்படுகிறது. தாதுப்பொருளைப் பொடிசெய்து நீரும் சிறிது பைன் எண்ணெயும் சேர்ந்த கலவையுடன் சேர்த்துக் காற்றைச் செலுத்தி நன்ருகக் கலக்கப்படுகிறது. கல், மண் போன்ற அசுத்தங்கள் அடியில் தங்கிவிடும். தாதுப்பொருள் மட்டும் தூய நிலையில் நுரையாக மேற்பரப்புக்கு வருகிறது. இந் நுரையை வேறு தொட்டிகளுக்கு அப்புறப்படுத்தி, தாதுப்பொருளைப் பிரித்தெடுக்கிருேம். இம்முறைக்கு மிதக்கவிட்டுப் பிரித்தல் (oil floatation process) என்று பெயர்.

இம்முறையில் சுத்தம் செய்யப்பட்ட தாதுப்பொருள் நன்குகத் தூளாக்கப்பட்டு 0·5% சோடியம் சயனைடு கரைசலுடன் சேர்க்கப்பட்டுக் காற்றைச் செலுத்திக் கலக்கப்படுகிறது. இப்போது சோடியம் ஆர்ஜென்டோ சயனைடு உண்டாகிறது.

$$Ag_2S+4NaCN \rightleftharpoons 2NaAg(CN)_2+Na_2S$$
$$4Na_2S+SO_2+2H_2O \rightarrow 2Na_2SO_4+4NaOH+2S$$
$$2NaAg(CN)_2+Zn \rightarrow 2Ag\downarrow+Na_2[Zn(CN)_4]$$

இது மீளும் தன்மையுடைய வினையாகையால் இதில் உண்டாகும் சோடியம் சல்பைடை, சோடியம் சல்பேட்டாக மாற்றினால் இது மீளா வினையாகும். அதற்காக இதனூடே காற்று செலுத்தப்படுகிறது. நீரில் கரையும் தன்மையுள்ள சோடியம் ஆர்ஜென்டோ சயனைடைக் கரையாப் பொருள்களிலிருந்து வடிகட்டுதலால் நீக்கப்படுகிறது. அக் கரைசலுடன் துத்தநாக உலோகத்தைச் சேர்த்தால் வெள்ளி வெளி யேற்றப்பட்டு வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இவ் வீழ்படிவு வடிகட்டுதல் மூலம் பிரித்து உலர்த்தி சூடுபடுத்தப்படுகிறது.

2. குப்பெல்லேஷன் முறை (Cupellation process): வெள்ளி தாதுக்களை லெட்டு தாதுக்களுடன் வறுத்தால், வெள்ளி-லெட்டு கலந்த உலோகக் கலவை உண்டாகும். இதை குப்பலேஷன் என்ற வினைக்கு உட்படுத்தவேண்டும். இது குப்பல் (cupel) என்ற ஒரு தகழியில் நடத்தப்படுகிறது. இது எலும்புச் சாம்பல், மக்னீசியா, சிமெண்ட் போன்ற பொருள்களால் செய்யப்பட்டதாகும். இதில் வெள்ளி-லெட்டு உலோகக் கலவையை எடுத்துக்கொண்டு எதிர்வெப்ப ஊதுலையில் வைத்துக் காற்றைச் செலுத்திக்கொண்டு சூடு செய்ய வேண்டும், லெட்டு ஆக்சிஜனேற்றமடைந்து லெட் மானாக்சைடாக மாறுகிறது. இது காற்றால் வெளியேற்றப்படுகிறது. சிறிதளவு லெட் மானாக்சைடை குப்பெல் உறிஞ்சிக்கொள்கிறது. எஞ்சியுள்ள வெள்ளி 99·5% தூய்மையானதாக இருக்கும். இதை மேலும் தூய்மையான தாக்க மின்பகுப்பு முறையைப் பயன்படுத்தலாம்.

இரசக்கலவை முறை (Amalgamation process): இது கி.பி. 1557ஆம் ஆண்டிலிருந்து உபயோகத்திலிருந்துவரும் பழைய முறை. இம்முறையில் வெள்ளியின் தாதுப்பொருளை நீருடனும், காப்பர் (II) குளோரைடுடனும் சேர்த்துக் கடைந்து கூழாக்கினால், சில்வர் குளோ ரைடு உண்டாகிறது. இந்த சில்வர் குளோரைடுடன் பாதரசத்தைச் சேர்த்தால் வெள்ளிக் குளோரைடு பாதரசத்துடன் சேர்ந்து வெள்ளி ரசக்கலவை கிடைக்கிறது:

$$2AgCl+2Hg \rightarrow 2Ag+Hg_2Cl_2$$

இந்த வெள்ளி ரசக்கலவையைக் கழுவி, காய்ச்சி வடித்தால் பாத ரசம் ஆவியாகி வெளியேற்றப்படுகிறது ; வெள்ளி கீழே தங்கிவிடுகிறது.

3. பார்க் முறை (Parke's process): வெள்ளி-லெட்டு உலோகக் கலவையை உருக்கி அதனுடன் உருகிய துத்தநாகத்தைச் சேர்த்தால் அதிக அளவு வெள்ளி துத்தநாகத்தில் கரைந்து துத்தநாக-வெள்ளி உலோகக் கலவை உண்டாகிறது. இது கெட்டியாகி திரவத்தின் மேற்பரப்பில் மிதக்கும். இதைத் துளையுள்ள அகப்பைகளால் வெளியெடுத்துக் காய்ச்சி வடித்தல் முறையில் துத்தநாகத்தை ஆவியாக்கி அகற்றினால் வெள்ளி கிடைக்கும்.

4. பேட்டின்சன் முறை (Pattinson's process): வெள்ளியும் லெட்டும் சேர்ந்த உலோகக் கலவையை உருக்கிப் பின்னர் மெதுவாகக் குளிரச்செய்தால் முதலில் லெட்டு மட்டும் பிரிந்து படிகிறது. வெப்ப நிலை 303°C ஆக இறங்கியவுடன் வெள்ளியும் லெட்டும் சேர்ந்த கலவை பிரிகிறது. இம்முறையில் $\frac{7}{8}$ பாகம் லெட்டை அகற்றமுடியும். எஞ்சியிருக்கும் கலவையில் வெள்ளி அதிகமாக இருக்கும். இக் கலவையை குப்பலேஷன் முறைக்கு உட்படுத்தினால் தூய வெள்ளி கிடைக்கும்.

கொப்புளத் தாமிரத்தை மின்பகுப்பு முறையால் சுத்தம் செய்யும் போது கிடைக்கும் நேர்மின் முனையில் படியும் வண்டலிலிருந்து (anode mud) வெள்ளியைக் குப்பலேஷன் முறையால் பிரித்தெடுக்கலாம்.

மேற்கண்ட முறைகளில் கிடைக்கும் வெள்ளி தூய்மையானதாக இருக்காது. இதனுடன் தங்கம், பிளாட்டினம் போன்ற உலோகங்கள் கலந்தே இருக்கும். 1% நைட்ரிக் அமிலம் கலந்த சில்வர் நைட்டிரேட்டுக் கரைசலில் தூய்மையான வெள்ளித் தகட்டை எதிர்மின் முனையாகவும் மாசுள்ள வெள்ளியை நேர்மின் முனையாகவும் அமைத்துக்கொண்டு வெள்ளியைத் தூய்மையாக்கவேண்டும்.

பௌதிகப் பண்புகள் : இது பளபளப்பான வெள்ளையான ஓர் உலோகம். இதைக் கம்பியாக நீட்டலாம் ; தகடாக அடிக்கலாம். இது ஒரு மிகச் சிறந்த வெப்பம் மற்றும் மின்கடத்தியாகும்.

இரசாயனப் பண்புகள் : உருகிய நிலையிலுள்ள வெள்ளி அதன் கன அளவைப் போல் 20 மடங்கு ஆக்சிஜனை ஈர்த்துக்கொள்ளுகிறது. இதைக் குளிரவைத்தால், அந்த ஆக்சிஜன் வெளிவிடப்படுகிறது. இத்தன்மைக்கு 'வெள்ளியின் உமிழ்தல்' (spitting of silver) என்று பெயர்.

ஹைடிரஜன் சல்பைடு கலப்பில்லாத காற்று இவ்வுலோகத்தின் மீது பட்டால் இதன் பொலிவு குன்றுவதில்லை. ஹைடிரஜன் சல்பைடு

வாயு இதனுடன் வினைபுரிந்து சில்வர் சல்பைடு உண்டாவதால் இதன் மேற்பாகம் கருமையடைந்துவிடும்.

$$H_2S + 2Ag \rightarrow Ag_2S + H_2$$

இவ்வுலோகம் ஆக்சிஜனுடன் வினைபுரிவதில்லை. ஆனால், குளோரின் வாயுவால் இது தாக்கப்படுகிறது.

$$2Ag + Cl_2 \rightarrow 2AgCl$$

வெள்ளியுடன் புரோமினும் அயோடினும் சிறிதளவில் வினை புரிகின்றன.

நீர்த்த ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலமும், நீர்த்த கந்தக அமிலமும் இதனுடன் வினைபுரிவதில்லை. ஆனால், அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வெள்ளியைச் சேர்த்துச் சூடுசெய்தால் சல்பர் டைஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$2Ag + 2H_2SO_4 \rightarrow Ag_2SO_4 + 2H_2O + SO_2$$

நீர்த்த நைட்டிரிக் அமிலம் வெள்ளியுடன் வினைபுரியும்.

$$3Ag + 4HNO_3 \rightarrow 3AgNO_3 + 2H_2O + NO$$

அடர் நைட்டிரிக் அமிலமும் இதனுடன் வினைபுரிகிறது.

$$Ag + 2HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + H_2O + NO_2$$

காரங்கள் இவ்வுலோகத்தைத் தாக்குவதில்லை.

வெள்ளி, பொட்டாசியம் சயனைடுடனும் ஆக்சிஜனுடனும் சேர்ந்து பொட்டாசியம் ஆர்ஜென்டோ சயனைடைக் கொடுக்கிறது.

$$4Ag + 8KCN + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4K[Ag(CN)_2] + 4KOH$$

பயன்கள் : வெள்ளி நைட்டிரேட்டு, வெள்ளி குளோரைடு போன்ற முக்கியமான உப்புகள் தயாரிக்கவும், போட்டோ தொழிலிலும் பயன்படுகிறது. 92·5% வெள்ளியும், 7·5% தாமிரமும் சேர்ந்த ஓர் உலோகக் கலவை, பாத்திரங்கள், நாணயங்கள் முதலியவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. நகைகள் செய்யவும், வெள்ளி முலாம் பூசவும் இது உபயோகமாகிறது.

வெள்ளியின் சேர்மங்கள் : ஓரிணைதிறனுள்ள வெள்ளிச் சேர்மங்களே அதிகமாகக் காணப்படுகிறது. ஈரிணைதிறன் வெள்ளிச் சேர்மங்களும், மூவிணைதிறன் வெள்ளிச் சேர்மங்களும் மிகக் குறைவே. வெள்ளிச் சேர்மங்கள் பல நீரில் கரைவதில்லை; பல நிறங் கொண்டவை.

ஓரிணைதிறன் வெள்ளிச் சேர்மங்கள்

சில்வர் ஆக்சைடு Ag_2O (Silver oxide): வெள்ளி உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் ஹைடிராக்சைடைச் சேர்த்தால், கருமை நிற வீழ்படிவாக வெள்ளி ஆக்சைடு தோன்றுகிறது.

$$2AgNO_3+2NaOH \rightarrow Ag_2O+2NaNO_3+H_2O$$

இவ்வாக்சைடு நீரில் சிறிதுதான் கரையும். கரைசல் காரகுண முள்ளது. சில்வர் ஆக்சைடு காற்றிலுள்ள கார்பன் டைஆக்சைடுடன் சேர்ந்து சில்வர் கார்பனேட்டைக் கொடுக்கிறது. அமிலங்களுடன் வினைபுரியக்கூடியது. இது அம்மோனியம் ஹைடிராக்சைடில் கரைகிறது.

$$Ag_2O+4NH_4OH \rightarrow 2[Ag(NH_3)_2]OH+3H_2O$$

சில்வர் ஆக்சைடை 300°-க்குச் சூடுபடுத்தினால், சிதைவடைந்து வெள்ளியையும் ஆக்சிஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$2Ag_2O \rightarrow 4Ag+O_2$$

சில்வர் பெராக்சைடு, Ag_2O_2 (Silver peroxide): வெள்ளி உலோகத்துடன் ஓசோனைச் சேர்ப்பதாலோ அல்லது வெள்ளி நைட்டிரேட்டுக் கரைசலைப் பொட்டாசியம் பெர்சல்பேட்டுடன் கலப்பதாலோ கருமையான வெள்ளி பெராக்சைடை அடையலாம்.

$$2AgNO_3+K_2S_2O_8+2H_2O \rightarrow Ag_2O_2+K_2SO_4+H_2SO_4+2HNO_3$$

இது நீரில் கரையாது. ஆனால், அடர் நைட்டிரிக் அமிலத்தில் கரையும். இஃது ஓர் உண்மையான பெராக்சைடு இல்லை. ஏனென்றால், அமிலத்துடன் சூடுபடுத்தும்போது வெள்ளி உப்பையும் ஆக்சிஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$2Ag_2O_2+2H_2SO_4 \rightarrow 2Ag_2SO_4+2H_2O+O_2$$

இது ஒரு வீரியமிக்க ஆக்சிஜனேற்றியாகும்.

சில்வர் குளோரைடு, $AgCl$ (Silver chloride): வெள்ளி உப்புக் கரைசலுடன் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தையோ, அல்லது உலோகக் குளோரைடு கரைசலையோ சேர்த்தால், வெள்ளிக் குளோரைடு எளிதில் தயிர் போன்ற வெண்மையான வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

இது வெண்மையான படிகவடிவுள்ள திண்மம். ஆனால், ஒளியினால் முதலில் ஊதா நிறமாகவும், முடிவில் கருப்பாகவும் மாறுகிறது. இது

அடர் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்திலும், அடர் சோடியம் குளோரைடு கரைசலிலும் கரைகிறது. அடர் சல்பூரிக் அமிலத்துடன் இதைச் சேர்த்துச் சூடுசெய்தால் கரைகிறது.

$$2AgCl + H_2SO_4 \rightarrow Ag_2SO_4 + 2HCl$$

அம்மோனியம் ஹைடிராக்ஸைடில் கரைகிறது :

$$AgCl + 2NH_4OH \rightleftharpoons Ag(NH_3)_2Cl + 2H_2O$$

பொட்டாசியம் சயனைடிலும் கரைகிறது :

$$2KCN + AgCl \rightleftharpoons KAg(CN)_2 + KCl$$

சோடியம் தயோசல்பேட்டில் கரைந்து கீழ்க்கண்டவாறு வினை புரிகிறது.

$$2AgCl + Na_2S_2O_3 \rightarrow Ag_2S_2O_3 + 2NaCl$$
$$3Ag_2S_2O_3 + 5Na_2S_2O_3 \rightarrow 2Na_5[Ag_3(S_2O_3)_4]$$
$$\overline{6AgCl + 8Na_2S_2O_3 \rightarrow 6NaCl + 2Na_5[Ag_3(S_2O_3)_4]}$$

சில்வர் குளோரைடுடன் சோடியக் கார்பனேட்டைச் சேர்த்து நன்றாகச் சூடு செய்தால் வெள்ளி கிடைக்கிறது :

$$4AgCl + 2Na_2CO_3 \rightarrow 4Ag + 4NaCl + 2CO_2 + O_2$$

சில்வர் புரோமைடு, $AgBr$ (Silver bromide) : சில்வர் நைட்டிரேட்டுக் கரைசலுடன் பொட்டாசியம் புரோமைடைச் சேர்த்தால், இலேசான மஞ்சள்நிற வீழ்படிவாக சில்வர் புரோமைடு உண்டாகிறது ; இது நீர்த்த நைட்டிரிக் அமிலத்தில் கரையாமலும், அம்மோனியம் ஹைடிராக்சைடில் சிறிதே கரையக்கூடிய தன்மையுமுடையது. இது சோடியம் தயோசல்பேட்டில் கரைந்து $Na_4Ag_2(S_2O_3)_3$ என்ற அணுவுச் சேர்மம் கிடைக்கிறது. இஃது ஒளியால் மிகவும் பாதிக்கப்படக் கூடியது. ஆகவே, இஃது ஒளிப்படவியலில் மிகவும் பயன்படுகிறது.

சில்வர் அயோடைடு, AgI (Silver iodide): மற்ற சில்வர் ஹாலைடுகளைத் தயாரிக்கும் முறையிலேயே இதையும் அடையலாம். இஃது ஒரு மஞ்சள்நிற, நீரில் கரையாத சேர்மம் ; அம்மோனியம் ஹைடிராக்சைடில் கரைவதில்லை,; ஆனால், திரவ அம்மோனியாவில் கரைகிறது.

பொட்டாசியம் அயோடைடில் கரைந்து $KAgI_2$ என்ற பொருள் தோன்றுகிறது. பொட்டாசியம் சயோனைடிலும் கரைகிறது.

$$2KCN + AgI \rightarrow K[Ag(CN)_2] + KI$$

குளோரினுடன் இது வினைபுரிந்தால் சில்வர் குளோரைடு உண்டாகிறது. ஒளிப்படவியலில் இதுவும் பயனாகிறது.

சில்வர் குளோரேட்டு, $AgClO_3$ (Silver chlorate): சில்வர் ஆக்சைடை நீருடன் கலந்து அதன் மூலம் குளோரினைச் செலுத்தினால், முதலில் சில்வர் குளோரைடும், சில்வர் ஹைபோகுளோரைட்டும் உண்டாகின்றன. ஆனால், சில்வர் ஹைபோகுளோரைட்டு விரைவாக நீரில் கரையக்கூடிய சில்வர் குளோரேட்டாக மாறுகிறது. சில்வர் குளோரேட்டை சில்வர் குளோரைடிலிருந்து வடிகட்டுதல் மூலம் பிரித்துப் படிகமாக்கலாம்.

சில்வர் சயனைடு, $AgCN$ (Silver cyanide): சில்வர் நைட்டிரேட்டுக் கரைசலுடன் பொட்டாசியம் சயனைடைச் சேர்த்தால், தயிர் போன்ற வெண்மைநிற வீழ்படிவாகச் சில்வர் சயனைடு உண்டாகிறது. பொட்டாசியம் சயனைடு அதிகமாகச் சேர்த்துவிட்டால் $KAg(CN)_2$ என்ற அணைவுச் சேர்மம் உண்டாகிறது. சில்வர் சயனைடை நீருடனோ அல்லது காரங்களுடனோ சேர்த்தால், சிதைவடைந்து வெள்ளியைக் கொடுக்கும்.

சில்வர் தயோசயனேட்டு, $AgCNS$ (Silver thiocyanate): சில்வர் நைட்டிரேட்டுக் கரைசலுக்குப் பொட்டாசியம் தயோசயனேட்டைச் சேர்த்தால், வெண்மையான வீழ்படிவாக சில்வர் தயோசயனேட்டுக் கிடைக்கிறது. ஆனால் மிகையான பொட்டாசியம் தயோசயனேட்டில் இது கரைந்து பொட்டாசியம் சில்வர் தயோசயனேட்டு $K[Ag(CNS)_2]$ என்ற அணைவுச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

சில்வர் நைட்டிரேட்டு, $AgNO_3$ (Silver nitrate): வெள்ளியை இலேசாகச் சூடான நீர்த்த நைட்டிரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்தால், இது உண்டாகிறது.

$$3Ag + 4HNO_3 \rightarrow 3AgNO_3 + 2H_2O + NO\uparrow$$

இஃது ஒரு நிறமற்ற திடப்பொருள். இதனுடைய உருகுநிலை 217°; நீரில் வெகு எளிதில் கரையக்கூடியது. இதைச் சூடுசெய்தால் சிதைவடைந்து வெள்ளியைத் தருகிறது.

$$2AgNO_3 \rightarrow 2Ag + 2NO_2 + O_2\uparrow$$

இஃது அம்மோனியாவில் கரைந்து $[Ag(NH_3)_2]NO_3$ என்ற அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது.

இஃது ஒரு மிகவும் முக்கியமான வெள்ளியின் உப்பாகும். இதைப் பயன்படுத்தி வெள்ளியின் மற்றச் சேர்மங்களைத் தயாரிக்க முடியும். இது பண்பறி பகுப்பு முறையிலும், பருமனறி பகுப்பு முறையிலும், ஒளிப்படவியலிலும் மிகவும் பயன்படுகிறது.

சில்வர் கார்பனேட்டு, Ag_2CO_3: சில்வர் நைட்டிரேட்டுக் கரைசலுக்குச் சோடியம் கார்பனேட்டைச் சேர்த்தால், இலேசான மஞ்சள்நிற

வீழ்படிவாக சில்வர் கார்பனேட்டுக் கிடைக்கிறது. சில்வர் ஆக்சைடில் கார்பன் டைஆக்சைடைக் கரையவைப்பதாலும் இதைப் பெறலாம். இதைச் சூடுபடுத்தினால் கீழ்க்கண்டுள்ளபடி சிதைவடைகிறது :

$$2Ag_2CO_3 \rightarrow 4Ag + 2CO_2 + O_2$$

சில்வர் சல்பைடு, Ag_2S **(Silver sulphide) :** சில்வர் நைட்டிரேட்டுக் கரைசலினுள் H_2S வாயுவைச் செலுத்தினால் கருமை நிற வீழ்படிவாக சில்வர் சல்பைடு கிடைக்கிறது.

சில்வர் சல்பைட்டு, Ag_2SO_3 **(Silver sulphite) :** சில்வர் நைட்டிரேட்டுக் கரைசலையும் சோடியம் சல்பைட்டுக் கரைசலையும் கலந்தால் இஃது உண்டாகிறது. இது நீரில் கரைவதில்லை ; சூடுபடுத்தினால் சிதைவடைகிறது.

சில்வர் சல்பேட்டு, Ag_2SO_4 **(Silver Sulphate) :** வெள்ளியை சல்பூரிக் அமிலத்துடன் சூடுபடுத்தினாலோ, சில்வர் கார்பனேட்டுடன் நீர்த்த சல்பூரிக் அமிலத்தைச் சேர்ப்பதனாலோ இதனை அடையலாம். இது சிறிதுதான் நீரில் கரையும் ; மிகையான நீர்த்த சல்பூரிக் அமிலத்தில் கரைகிறது. அலுமினியம் சல்பேட்டுடன் இதைச் சேர்த்தால் சில்வர் ஆலம் $Ag_2SO_4\ Al_2(SO_4)_3 24H_2O$ உண்டாகிறது.

சில்வர் நைட்டிரைடு, Ag_3N **(Silver nitride) :** புதிதாகத் தயாரிக்கப்பட்ட சில்வர் ஆக்சைடுடன் அம்மோனியாவைச் சேர்த்தால் இஃது உண்டாகிறது. இஃது ஒரு வெடிக்கும் தன்மையுள்ள கருமை நிறப் பொடி.

சில்வர் அசைடு, AgN_3 **(Silver azide) :** சில்வர் நைட்டிரேட்டுக் கரைசலுக்கு ஹைடிரசோய்க் அமிலத்தை (hydrazoic acid) சேர்த்தால் வெள்ளை நிற வீழ்படிவாக இது கிடைக்கிறது. இது வெடிக்கும் தன்மையுள்ள ஒரு பொருள்.

$$AgNO_3 + N_3H \rightarrow AgN_3 + HNO_3$$

சில்வர் அமைடு, $AgNH_2$ **(Silver amide) :** சில்வர் நைட்டிரேட்டும் பொட்டாசியம் அமைடும் வினைபுரிந்தால் இது கிடைக்கிறது.

$$AgNO_3 + KNH_2 \rightarrow AgNH_2 \downarrow + KNO_3$$

வெள்ளி இரண்டு இணைதிறன் சேர்மங்களையும் கொடுக்கிறது. வெள்ளி (II) ஆக்சைடை $[AgO]$ தயாரிக்க சில்வர் நைட்டிரேட்டுக் கரைசலுக்குப் பொட்டாசியம் பெர்சல்பேட்டைச் சேர்த்தால் அது கருமைநிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

வெள்ளி (II) Ag^{+2} அயனி சில அணைவுச் சேர்மங்களையும் கொடுக்கிறது. (உ - ம்.) $[Ag\ 4PY]\ S_2O_8$, $[Ag\ 4PY]\ (NO_3)_2$

மூவிணைதிறன் வெள்ளிச் சேர்மங்களும் சில காணப்படுகின்றன. வெள்ளி பெராக்சைடு Ag_3O_4: வெள்ளி நைட்டிரேட்டுக் கரைசலுடன் சோடியம் பெர்சல்பேட்டைச் சேர்த்தால் இது கிடைக்கிறது.

இது $KAgF_4$, $Na_6H_3\ [Ag(TeO_6)_2]$, $K_6H\ [Ag(IO_6)_2]$ போன்ற அணைவுச் சேர்மங்களையும் கொடுக்கிறது.

பகுப்பு முறை

பண்பறி பகுப்பு: வெள்ளி உப்புக் கரைசலுடன் HClஐச் சேர்த்தால், தயிர் போன்ற நைட்டிரிக் அமிலத்தில் கரையாத, அம்மோனியம் ஹைடிராக்சைடில் கரையும் தன்மையுள்ள குளோரைடு ($AgCl$) வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும்.

பருமனறி பகுப்பு: வெள்ளி உப்புக் கரைசலை அம்மோனியம் தயோசயனேட்டுடன் தரம் பார்த்து இதன் எடையை நிர்ணயிக்கலாம். இங்கு ஃபெரிக் ஆலம் நிறங்காட்டியாய் பயன்படுகிறது. சில்வர் நைட்டிரேட்டுக் கரைசலை சோடியம் குளோரைடுடன் தரம் பார்ப்பதன் மூலமும் இதைக் கண்டறியலாம். இங்குப் பொட்டாசியம் குரோமேட்டு நிறங்காட்டியாய் பயன்படுகிறது.

எடையறி பகுப்பு முறை: சில்வர் குளோரைடை வீழ்படிவடையச்செய்து 110°-ல் அதை உலர்த்தி எடையைக் கண்டுபிடித்து அதிலிருந்து வெள்ளியின் எடையை நிர்ணயிக்கலாம்.

ஒளிப்படவியல் (Photography): சில்வர் புரோமைடு போன்ற வெள்ளியுப்புகள் ஒளியால் பாதிக்கப்படுகின்றன. இவை ஒளி உணர்வுச் சேர்மங்கள் (photo sensitive) எனப்படும். இக் கருத்தின் அடிப்படையில்தான் ஒளிப்படவியல் எழுந்தது. ஒளிப்படம் எடுக்க உபயோகிக்கப்படும் ஒளிப்படலம் (photo film) செல்லுலோஸ் நைட்டிரேட்டினால் ஆன ஒரு தகடாகும். இதன்மேல் ஜெலட்டின் பூசப்பட்டுள்ளது. அந்த ஜெலட்டின் படலத்தில் சில்வர் புரோமைடு நுண் படகங்கள் பரவலாக இருக்கும்.

எதனுடைய ஒளிப்படம் எடுக்க வேண்டுமோ, அதன் பக்கம் இந்த ஒளிப்படலத்தைத் திறந்து காட்டும்போது (exposure) ஒளிப்படலம் ஒளியால் உணர்வடைகிறது. அதாவது, இதிலுள்ள வெள்ளி புரோமைடு ஒடுக்கமடைய முற்படுகின்றது.

பிறகு இதை வீரியம் குறைந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியின் கரைசலில் அமிழ்த்த வேண்டும். பைரோகலால் (pyrogallol), குயினால் (quinol) போன்றவைகளின் காரக் கரைசல்கள், ஹைடிரோகுய்னோன்,

பொட்டாசியம் ஃபெரஸ் ஆக்சலேட்டு ஆகியவைகளை ஒடுக்கியாகப் பயன்படுத்தலாம். இவ்வொடுக்கி ஒளியால் உணர்வடைந்த சில்வர் புரோமைடு மூலக்கூறுகளைக் கருமைநிற வெள்ளியாக ஒடுக்குகிறது. ஒளி அதிகமாகப் பட்ட இடம் அதிகக் கருமையாகவும் ஒளி குறைவாய் பட்ட இடம் குறைந்த கருமை நிறம் உடையதாயும் இருக்கும். அதாவது, பொருளின் அதிக பளபளப்பான இடம் ஒளிப்படலத்தில் அதிகக் கருமையையும், பளபளப்பு மங்கிய இடம் குறைந்த மறுதலை யாகக் கருமையையும் உண்டாக்கும். ஆகவே, பொருளுக்கேற்றவாறு ஒளிப்படலத்தில் கருமை நிறம் உண்டாகும். இப்படி ஒடுக்கியால் ஒளிப்படலத்திலுள்ள உணர்வடைந்த வெள்ளி புரோமைடை ஒடுக்கம் செய்வதை உருத்துலக்குதல் (developing) என்கிறோம். உருத் துலக்கம் செய்வதை இருட்டறையில்தான் நிகழ்த்த வேண்டும். ஏனென்றால், உணர்வடையாத வெள்ளி புரோமைடு ஒளியால் பாதிக்கப் படக்கூடாது; அப்படி ஒளி பட்டால், ஒளிப்படலம் முழுவதும் கருமை யாகிவிடும். இதைக் கருமையாதல் (Fogging) என்கிறோம்.

உருத்துலக்கப்பட்ட இப் படலத்தைச் சோடியம் தயோசல்பேட்டுக் கரைசலில் வைத்தால் அதிலுள்ள ஒடுக்கமடையாத சில்வர் புரோமைடு சோடியம் தயோசல்பேட்டில் கரைந்துவிடுகிறது.

$$AgBr + 2Na_2S_2O_3 \rightarrow Na_3Ag(S_2O_3)_2 + NaBr$$

சில்வர் புரோமைடு முழுதும் கரைந்து அவ்விடங்கள் வெள்ளையாக இருக்கும். இச் செயலைப் பதித்தல் (fixing) என்கிறோம். இப்போது கிடைக்கும் படம் எதிர் உருவம் (negative) எனப்படுகிறது.

நேர்ப்படம் எடுத்தல் (printing): நேர்ப்படம் எடுப்பதற்குத் தனியே ஒரு தாள் உண்டு. இதில் சில்வர் குளோரைடு பொதிந்த ஆல்புமின் பூசப்பட்டிருக்கும். இத் தாளின் முன்பு எதிருருவப் படத்தை வைத்து எதிருருவப் படத்தின் மூலம் ஒளியைச் செலுத்த வேண்டும். இப்போது எதிர்ப்படத்தினுடைய எதிர்ப்படம் நேர்ப்படத் தாளில் பதியும். அதாவது, எதிர்ப்படத்திலுள்ள வெள்ளையான பகுதி மூலம் ஒளிபுகுந்து நேர்த்தாளில் விழுந்து கருமைநிற வெள்ளியை உண்டாக்கும்; எதிர்ப்படத்திலுள்ள கருமைநிற வெள்ளிப்பகுதி மூலம் ஒளி செல்லாததால் நேர்ப்படத்தில் அதற்கு நேரே வெள்ளையாக இருக்கும். இப்படிக் கிடைக்கும் படத்தை நேர்ப்படம் (positive) என்கிறோம்.

21-f. தங்கம்
(Gold)

தோற்றம் : தங்கம் பெரும்பாலும் இயற்கையில் தனிமமாகவே கிடைக்கிறது. இதனுடன் வெள்ளி, இரும்பு, பிஸ்மத்து, பிளாட்டினம் போன்ற தனிமங்களும் சேர்ந்திருப்பதுண்டு. குவார்ட்சு படுகை களிலும், ஆற்றுமண் படிவுகளிலும் இது காணப்படுகிறது. மிக அருமையாக இந்த உலோகம் சேர்மங்களாகவும் கிடைக்கிறது. உதாரணமாக, பிஸ்மத்து ஆரைடு (Bismuth auride), $AuBi$; கலவரைட்டு (Calavarite), $AuTe_2$; சில்வனைட்டு $(AuAg)\ Te_2$. இவ்வுலோகம் தென் ஆப்பிரிக்கா, ரஷ்யா, மெக்சிகோ, யு.எஸ்.ஏ., ஆஸ்திரேலியா போன்ற இடங்களில் கிடைக்கிறது. இந்தியாவில் மைசூர் மாநிலத்திலுள்ள கோலாரில் தங்கச் சுரங்கம் உள்ளது. இது உலக தங்க உற்பத்தியில் 2%ஐக் கொடுக்கிறது.

உலோகவியல் : (1) நீரில் கழுவு முறை : தங்கம் இருக்கும் மணலையோ அல்லது இவ்வுலோகம் உள்ள குவார்ட்சு பாறைகளின் தூளையோ நீரில் கழுவினால் மிக்க ஒப்பு அடர்த்தியுள்ள தங்கம் அடியிலே படிகிறது. கனமற்ற மாசுகள் மேலே தங்கிவிடும். இதை அதிக அளவில் பெரிய தொட்டிகளில் வேகமாகச் செல்லும் நீரோட்டத்தினால் நிகழ்த்தலாம்.

(2) ரசக் கலவை முறை : தங்கம் பாதரசத்துடன் கலந்து ரசக் கலவையை உண்டாக்குகிறது. இந்த ரசக் கலவையைக் காய்ச்சி வடித்தால் பாதரஸம் ஆவியாகி வெளிச்சென்றுவிடுவதால், தங்கத்தை நாம் தனியே பிரித்தெடுக்க முடிகிறது.

பாதரசம் பூசப்பட்டுள்ள தாமிரத் தகடுகள் இலேசாகச் சாய்ந்துள்ள மேஜைமீது பொருத்தப்பட்டுள்ளன. தாதுப்பொருளை நீரில் கரைத்துத் தயார் செய்துள்ள குழம்பு இதன்மீது பாய்ச்சப்படுகிறது. தாதுவிலுள்ள தங்கம் தாமிரத் தகடுகளிலுள்ள பாதரசத்துடன் சேர்வதால்,

தங்க ரசக்கலவை உண்டாகிறது. இது அவ்வப்போது வெளியில் எடுத்துச் சேகரிக்கப்படுகிறது. இந்த ரசக் கலவையை இரும்பு வாலை களில் காய்ச்சி வடிதீதலுக்கு உட்படுத்திஞல், பாதரசம் ஆவியாகி வெளிச் செல்லும். தங்கம் வாலையின் அடியில் தங்கிவிடும். இம்முறையால் தாதுவிலிருந்து 55% தங்கத்தைத்தான் பிரித்தெடுக்க லாம். மீதி 45% தங்கத்தைச் சயனேடு முறையால் அடையலாம்.

(3) **சயனேடு முறை:** இம்முறை மிக அதிகமாகப் பயன்படு கிறது. தூளாக்கப்பட்ட தாது அல்லது மற்ற முறைகளில் எஞ்சிய பொருளுடன் 0·3% பொட்டாசியம் சயனேடு கரைசலைப் பெரிய தொட்டி களில் சேர்த்துக் காற்றைச் செலுத்த வேண்டும். இச்செயல் 12 அல்லது 13 மணி நேரம்வரை நடைபெறவேண்டும். அப்போது கீழ்க்கண்ட வினை நிகழ்கிறது:

$$4Au + 8KCN + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4KAu(CN)_2 + 4KOH$$

உண்டான அணைவுச் சேர்மம் நீரில் கரைந்துவிடுகிறது. ஆகை யால், அதை வடிகட்டி எடுத்து அதனுடன் துத்தநாகப் பொடியைச் சேர்த்தால், தங்கம் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இத் தங்கத்தை வடிகட்டிப் பிரிக்கலாம்.

$$2KAu(CN)_2 + Zn \rightarrow K_2Zn(CN)_4 + 2Au \downarrow$$

இதனுடன் சேர்ந்துள்ள துத்தநாகத்தை அகற்ற சோடியம் கார்பனேட்டு, கரி ஆகியவற்றுடன் இதை வறுத்து உருக்கிச் சூடு செய்யவேண்டும். இப்போது கிடைக்கும் தங்கத்துடனும் துத்தநாகம், லெட்டு, வெள்ளி, தாமிரம் போன்ற பொருள்கள் சேர்ந்திருக்கின்றன.

(4) **குளோரினேற்ற முறை:** தங்க பைரைட்டுகளிலிருந்து தங்கத் தைப் பிரித்தெடுக்க இம்முறை பயன்படுகிறது. வறுத்தெடுக்கப்பட்ட தாதுவை நீரில் நனைத்துச் சுழலும் பீப்பாய்களில் வைத்துக் குளோரி னுடன் வினைபடச் செய்தால், $AuCl_3$ உண்டாகிறது. இதை நீரில் கரைத்து அதனுடன் ஃபெரஸ் சல்பேட்டைச் சேர்த்தால், தங்கம் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

$$AuCl_3 + 3FeSO_4 \rightarrow Au + FeCl_3 + Fe_2(SO_4)_3$$

உண்டான தங்கத்தைப் படியவைத்து வடித்துப் பிரித்தெடுத்து உலர்த்தி, உருக்கிக் கட்டித் தங்கத்தை அடையலாம்.

தங்கத்தைத் தூயதாக்கல்: (i) மேற்கண்ட முறைகளில் கிடைத்த மாசுகொண்ட தங்கத்தை ஆன்டிமனி சல்பைடுடன் (Sb_2S_3) உருக்கிஞல், தங்கத்துடன் உள்ள வெள்ளி, சல்பருடன் சேர்ந்து

வெள்ளி சல்பைடு உண்டாகிறது. இது தனியே மிதக்கிறது. அதே சமயத்தில் தங்கத்துடன் சேரும் ஆன்டிமனி ஓர் உலோகக் கலவையை உண்டாக்குகிறது. இதிலிருந்து சில்வர் சல்பைடைப் பிரித்தெடுக்க லாம். தங்கமும் ஆன்டிமனியும் சேர்ந்த உலோகக் கலவையைச் சூடுபடுத்தினால், ஆன்டிமனி ஆவியாகி வெளிச்செல்லுகிறது ; எஞ்சி யுள்ள தங்கத்தை நாம் அடையமுடியும்.

(2) நைட்டிரிக் அமிலத்துடன் மாசுள்ள தங்கத்தைச் சேர்த்தால், வெள்ளி மட்டும் நைட்டிரிக் அமிலத்தில் கரைகிறது. தங்கம் கரைவ தில்லை ; கரையாமலிருக்கும் தங்கத்தை இதிலிருந்து வடித்துப் பிரித்து விடலாம்.

(3) வெள்ளி, தாமிரம் போன்ற உலோகங்கள் கொண்ட தங்கக் கலவையை அடர் சல்பூரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்துக் கொதிக்க வைக்கும்போது, தங்கம் தவிர மற்றவைகள் அமிலத்தில் கரைந்து விடுகின்றன. தங்கம் கருஞ்சிவப்புத் தூளாய்க் கிடைக்கும்.

(4) **மின்பகுப்பு முறை:** சிறிது ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலம் கலந்த கோல்டு குளோரைடு கரைசலில் சுத்தமான தங்கத் தகடுகளை எதிர்மின் முனையாகவும் மாசுடைய தங்கத்தை நேர்மின்முனையாகவும் அமைத்துக்கொண்டு மின்பகுப்பு முறையில் தங்கத்தைச் சுத்தம் செய்யலாம்.

பண்புகள் : தங்கம் மஞ்சள் நிறமான பளபளப்பான உலோகம். தங்கத்தை மிகச் சிறிய இழைகளாக இழுக்கலாம் ; மிக மெல்லியத் தகடுகளாகத் தட்டலாம். இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 19·3 ; உருகுநிலை 1063°C ; கொதிநிலை 2530°C. இது ஒரு சிறந்த மின்சார மற்றும் வெப்பக் கடத்தியாகும்.

உலர்ந்த அல்லது ஈரக்காற்று இவ்வுலோகத்தைத் தாக்குவதில்லை. அடர் அல்லது நீர்த்த அமிலங்களுடன் இது வினைபுரிவதில்லை. ஆனால், இராஜத் திரவத்தில் கரைகிறது. அப்போது குளோரோஆரிக் அமிலம் $HAuCl_4$ உண்டாகிறது. (இராஜத்திரவம் = அடர் HNO_3 + அடர் HCl.)

செலினிக் அமிலத்திலும் 225°C-ல் தங்கம் கரைகிறது.

$$2Au + 6H_2SeO_4 \xrightarrow{225^\circ C} Au_2(SeO_4)_3 + 3SeO_2 + 6H_2O$$

குளோரினுடன் 180°C வெப்பநிலையில் இது வினைபுரிகிறது.

$$2Au + 3Cl_2 \xrightarrow{180^\circ C} 2AuCl_3$$

புரோமினுடனும் அயோடினுடனும் இது இதே முறையில் வினை புரிகிறது; ஆனால், ஃபுளுரினுடன் செஞ்சிவப்புச் சூட்டில்தான் வினை புரியும்.

பயன்கள்: நாணயங்கள், நகைகள் செய்ய இவ்வுலோகம் பயன் படுகிறது. பிளாட்டினத்தைப் பிணைப்பதற்கும், மின்முலாம் பூசவும், மருந்தாகவும் இது பயன்படுகிறது.

தங்கத்தின் முக்கிய உலோகக் கலவைகள்: நகைக்குப் பயனாகின்ற தங்கத்தில் 75% Au, $12\frac{1}{2}$% Ag, $12\frac{1}{2}$% Cu ஆகியவை உள்ளன. பச்சைத் தங்கம்: 75% Au+25% Cu; வெள்ளைத் தங்கம்: 15—20% Ni எஞ்சியது தங்கம்; ஊதாத் தங்கம்: 40—60% Au+30—50% Cu+5% Ag+5% Ni.

கூழ்நிலைத் தங்கம் (Colloidal Gold): பிரிடிக் முறையிலோ அல்லது கோல்டு குளோரைடை ($AuCl_3$), $SnCl_2$, $FeSO_4$, ஹைடிரசின் ஹைடிரேட்டு, டானின் (tannin), பெனில் ஹைடிரசின் போன்ற ஒடுக்கிகளால் ஒடுக்கமடையச் செய்தால், கூழ்நிலைத் தங்கம் கிடைக்கிறது. இதனுடைய நிறம் தங்கத் துகள்களின் பருமனைப் பொறுத்திருக்கிறது. ஸ்டேன்னஸ் குளோரைடுடன் தங்க (III) குளோரைடைச் சேர்த்தால், ஆழ்ந்த ஊதா நிறத்தில் கூழ் தங்கமும் ஸ்டேன்னிக் ஆக்சைடும் சேர்ந்த கலவை கிடைக்கிறது. இதைக் கேசியஸ் ஊதா (Purple of Cassius) என்பர்.

$$2AuCl_3+3SnCl_2 \rightleftharpoons 2Au+3SnCl_4$$
$$SnCl_4+4H_2O \rightleftharpoons Sn(OH)_4+4HCl$$

தங்கத்தின் சேர்மங்கள்

தங்கம் ஓரிணைதிறன், மற்றும் மூவிணைதிறன் சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது. ஆனால், Au^+ அயனிகளின் நீரில் நிலையான தன்மை குறைவாயுள்ளதாக இருக்கின்றன. அவைகள் Au^{+3} அயனியாகவும் தங்கமாகவும் மாறுகின்றன $3Au^+ \rightarrow Au^{+3}+2Au$

அதாவது $6Au^+ +3H_2O \rightarrow Au_2O_3+6H^+ +4Au$

ஆரஸ் சேர்மங்கள் (Au^+): கோல்டு (I) ஆக்சைடு: கோல்டு (I) ஹைடிராக்சைடை 200°C-க்குச் சூடாக்கினால் கோல்டு (I) ஆக்சைடு ஆழ்ந்த ஊதா நிறத் தூளாகக் கிடைக்கிறது.

கோல்டு (I) ஹைடிராக்சைடு, $Au(OH)$: (Aurous hydroxide): கோல்டு (I) குளோரைடுடன் குளிர்ந்த நீர்த்த சோடியம்

ஹைடிராக்சைடைச் சேர்த்தால், கோல்டு (I) ஹைடிராக்சைடு ஆழ்ந்த ஊதா நிறப் பொடியாகக் கிடைக்கிறது.

கோல்டு (I) குளோரைடு, $AuCl$ (Aurous chloride): கோல்டு (III) குளோரைடை 175°C-க்குச் சூடுபடுத்தினால், இது மஞ்சள் நிறத் தூளாகத் தோன்றுகிறது. ஆனால், இதை நீருடன் இலேசாகச் சூடு செய்தாலே சிதைந்துவிடுகிறது :

$$3AuCl \rightarrow 2Au + AuCl_3$$

இதனுடன் பொட்டாசியம் புரோமைடைச் சேர்த்தால், பின்வரும் வினைகள் நிகழ்கின்றன :

$$3AuCl + 3KBr \rightarrow AuBr_3 + 2Au + 3KCl$$

$$AuBr_3 + KBr \rightarrow KAuBr_4$$

$$3AuCl \rightarrow 2Au + AuCl_3$$

$$AuCl_3 + KCl \rightarrow KAuCl_4$$

கோல்டு (I) புரோமைடு, $AuBr$ (Aurous bromide): கோல்டு (III) புரோமைடை சூடுபடுத்தினால் இது உண்டாகும். இது நீரில் கரைவதில்லை. ஹைடிரோ புரோமிக் அமிலத்துடன் இது வினைபுரிகிறது :

$$3AuBr + HBr \rightarrow HAuBr_4 + 2Au$$

கோல்டு (I) அயோடைடு, $Au(CN)$ (Aurous cyanide): கோல்டு (III) குளோரைடு கரைசலுடன் பொட்டாசியம் அயோடைடைச் சேர்த்தால் இது கிடைக்கும்.

$$AuCl_3 + 3KI \rightarrow AuI_3 + 3KCl$$

$$AuI_3 \rightarrow AuI + I_2$$

இது இலேசான மஞ்சள் நிறத் தூள். நீரினாலும் வெப்பத்தாலும் நிலையான தன்மையை இழக்கின்றது.

கோல்டு (I) சயனைடு, $(AuCN)$ (Aurous cyanide): பொட்டாசியம் அரோசயனைடை அமிலத்துடன் இலேசாகச் சூடு செய்தால், இது கிடைக்கிறது :

$$K[Au(CN)_2] + HCl \rightarrow Au(CN) + KCl + HCN\uparrow$$

இது மஞ்சள் நிறத் தூள் போன்ற பொருள்; நீரில் சிறிதுதான் கரையும். எல்லா கோல்டு (I) சேர்மங்களும் இதில் கரைகின்றன. கோல்டு (II) சேர்மங்கள் இருப்பதற்குத் தகுந்த ஆதாரங்கள் இல்லை.

கோல்டு (III) சேர்மங்கள்

கோல்டு (III) ஆக்சைடு, $Au(OH)_3$ (Auricoxide): $Au(OH)_3$ஐ சூடுபடுத்தும்போது $AuO{\cdot}OH$ தோன்றும்; பின்னதைச் சூடுபடுத்தினால், இவ்வாக்ஸைடு கிடைக்கும்.

$$Au(OH)_3 \rightarrow AuOOH + H_2O$$
$$2AuOOH \rightarrow Au_2O_3 + H_2O$$

இது கருஞ்சிவப்பு நிறத் தூள்; நீரில் கரைவதில்லை; ஆனால், அமிலங்களிலும் காரங்களிலும் கரையும் ஈர்ப்புத் தன்மையுடைய ஆக்சைடு.

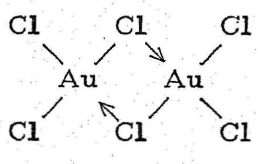
கோல்டு (III) ஹைடிராக்சைடு (Auric hydroxide): பொட்டாசியம் ஹைடிராக்சைடை $AuCl_3$ உடன் சேர்த்தால் இது கருஞ்சிவப்பு நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இதுவும் ஈரியல்பு உடையது; அம்மோனியாவுடன் இதைச் சேர்த்தால், பச்சை நிறமுடைய வெடிக்கும் தன்மையுடைய பொடி உண்டாகிறது; இதனுடைய வாய்பாடு

$$NH = Au - NH_2 \ \ 1{\cdot}5H_2O$$

ஆக இருக்கலாம் என்று கருதப்படுகிறது.

கோல்டு (III) குளோரைடு, $AuCl_3$ (Auric chloride): தங்கத்தைக் குளோரினுடன் 200°C-க்குச் சூடுபடுத்தினால், இது சிவப்பு நிறப் படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது. இது நீரில் கரைகிறது. அப்போது $H[AuCl_3OH]$ உண்டாகிறது. $AuCl_3$-உடன் அம்மோனியாவைச் சேர்த்தால், $AuHN-NH_2$ கிடைக்கிறது.

கோல்டு (III) குளோரைடின் ஒப்பு அடர்த்தியை நோக்கும்போது இது இரண்டிரண்டு மூலக்கூறுகளாக இணைந்திருக்கவேண்டுமெனத் தோன்றுகிறது. கொதிநிலை ஆய்வும் இதையே வலியுறுத்துகிறது. ஆகவே, இதனுடைய அமைப்பைக் கீழ்க்கண்டவாறு குறிக்கலாம்:



கோல்டு (III) புரோமைடை ($AuBr_3$) (Auric bromide) $AuCl_3$ தயாரித்த முறையிலேயே தயாரிக்கலாம். AuI_3 நிலையானதன்று; இது எளிதில் சிதைவுறுகிறது.

பொட்டாசியம் ஆரிசயனைடு, $KAu(CN)_4$ (Potassium auricyanide): சூடான அடர் கோல்டு (III) குளோரைடுக்குப்

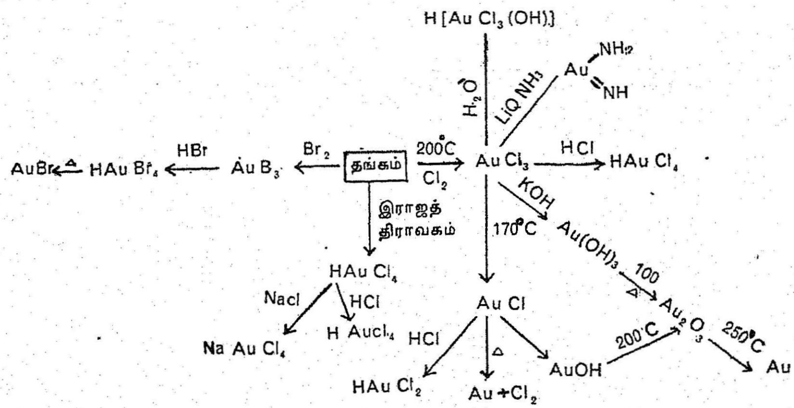
பொட்டாசியம் சயனைடைச் சேர்த்தால் இது உண்டாகிறது. இதைப் படிகங்களாக அடையலாம்.

$$AuCl_3+4KCN \rightarrow K[Au(CN)_4]+3KCl$$

இது வெள்ளி நைட்டிரேட்டுடன் சேர்ந்து $AgAu\ (CN)_4$ஐ வீழ் படிவடையச் செய்கிறது.

அணைவுச் சேர்மங்கள் (Complex compounds): பொட்டா சியம் சயனைடு, சோடியம் தயோசல்பேட்டு, அம்மோனியா ஆகிய வற்றுடன் தங்கம் முறையே $KAu(CN)_2$, $Na_3[Au(S_2O_3)_2]$ ஆகிய அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகிறது.

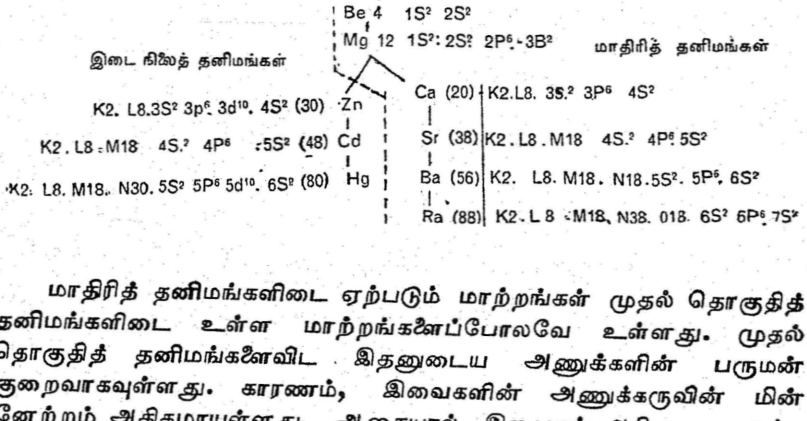
கோல்டு (III) அயனியும் $K[Au(CN)_4]$, $Na_6[Au_2(S_2O_3)_4]$ போன்ற அணைவுச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது.



பகுப்பு முறை: கோல்டு கொண்டுள்ள கரைசலை $SnCl_2$ஆல் ஒடுக்கினுல் கூழ்நிலையுள்ள கோல்டு கரு ஊதா நிறத்தில் (Purple of Cassius) தோன்றும்.

22. இரண்டாம் தொகுதித் தனிமங்கள்
(II Group Metals)

இரண்டாம் தொகுதியில் ஒன்பது தனிமங்கள் உள்ளன. இதை இரண்டு உப தொகுதிகளாகப் பிரித்துள்ளோம். மாதிரித் தனிம உப தொகுதியில் பெரிலியம், மக்னீசியம், கால்சியம், ஸ்டிரான்ஷியம், பேரியம், ரேடியம் ஆகியவைகள் உள்ளன. இடைநிலைத் தனிமத் தொகுதியில் சிங்க், கேட்மியம், மெர்க்குரி ஆகியவைகள் உள்ளன.



மாதிரித் தனிமங்களிடை ஏற்படும் மாற்றங்கள் முதல் தொகுதித் தனிமங்களிடை உள்ள மாற்றங்களைப்போலவே உள்ளது. முதல் தொகுதித் தனிமங்களைவிட இதனுடைய அணுக்களின் பருமன் குறைவாகவுள்ளது. காரணம், இவைகளின் அணுக்கருவின் மின்னேற்றம் அதிகமாயுள்ளது. ஆகையால், இவைகள் அதிகமான ஒப்பு அடர்த்தியையும், அதிகமான அயனியாக்கும் மின்னழுத்தத்தையும், அதிகமான கொதிநிலை, உருகுநிலை ஆகியவற்றையும் அதிக கடினத் தன்மையையும் பெற்றிருக்கின்றன. இருந்தபோதிலும், பெரிலியம் அணுவைத் தவிர மற்றவைகள் குறிப்பிடத்தக்க அளவு பெரிதாகவே உள்ளன. முதல் தொகுதியில் இருந்ததுபோலவே இத் தொகுதியிலும் உபதொகுதி தனிமங்களிடையே குணங்களில் வித்தியாசங்கள் காணப் படுகின்றன. ஆனால், வித்தியாசங்கள் அதிகமாக இல்லை. இடைநிலைத்

	அணு எண்	அணு எடை	அடர்த்தி எண்	உருகுநிலை	கொதிநிலை	அயனியாக்கும் மின்னழுத்தம்	விட்டம் அணு A°	எதிர்மின் தன்மை	கடைசி வட்ட எலெக்ட்ரான் அமைப்பு
பெரிலியம்	4	9·013	1·86	1280°	1500°	9·320	0·889	1·5	$1S^2\,2S^2$
மக்னீசியம்	12	24·32	1·75	651	1107°	7·644	1·364	1·2	$2S^2\,2P^6\,3S^2$
கால்சியம்	20	40·08	1·55	851	1487°	6·111	1·736	1·0	$3S^2\,3P^6\,4S^2$
ஸ்டிரான்ஷியம்	38	87·63	2·6	800	1366°	5·692	1·914	1·0	$4S^2\,4P^6\,5S^2$
பேரியம்	56	137·36	3·59	850	1537°	5·210	1·981	0·9	$5S^2\,5P^6\,6S^2$
ரேடியம்	88	226·05	(5·0)	(960)	(1140°)	5·277	—	—	$6S^2\,6P^6\,7S^2$
சிங்க்	30	65·38	7·14	419·4	907	9·391	1·249	—	$3d^{10}\,4S^2$
கேட்மியம்	48	112·41	8·64	320·9	767·3	8·991	1·413	—	$4d^{10}\,6S^2$
மெர்க்குரி	80	200·61	13·546	38·89	356·95	10·434	1·440	—	$5d^{10}\,6S^2$

தனிமங்களைவிட மாதிரித் தனிமங்கள் நேர்மின் தன்மையை அதிக மாகப் பெற்றுள்ளன. நேர்மின் தன்மை கீழ்க்கண்ட வரிசையில் குறை கிறது: Ba, Sr, Ca, Mg, Be, Zn, Cd, Hg மாதிரித் தனிமங்களில் அதிக அணு எடை உள்ளதும், இடைநிலைத் தனிமங்களில் குறைந்த அணு எடை உள்ளதுமான தனிமங்கள் அதிக நேர்மின் தன்மையைப் பெற்றிருக்கின்றன.

பெரிலியம், மக்னீசியம் ஆகிய தனிமங்கள் மற்றக் காரமண் உலோகங்களைவிட இடைநிலைத் தனிமங்களுடன் அதிகமாக ஒத்திருக் கின்றன. பேரியம் சல்பேட்டும் மக்னீசியம் சல்பேட்டும், சிங்க், கேட்மியம் ஆகியவற்றின் சல்பேட்டுகளைப் போல் நீரில் கரைகின்றன. ஆனால், மற்றக் காரமண் உலோகங்களின் சல்பேட்டுகள் நீரில் கரைவ தில்லை. மக்னீசியம் சல்பேட்டும் சிங்க் சல்பேட்டும் ஒத்த வடிவுடையவைகளாகவும், ஒத்த மூலக்கூறு வாய்பாடுடையவைகளாக வும் இருக்கின்றன [$MSO_4\ 7H_2O$]. கரிம உலோக (organo metallic) சேர்மங்களை பெரிலியம், மக்னீசியம் கொடுப்பதைப் போல் சிங்க், கேட்மியம், மெர்க்குரி ஆகியவைகளும் கொடுக்கின் றன. ஆனால், இவைகள் காரமண் உலோகங்களையும் பல வகைகளில் ஒத்திருக்கின்றன. சிங்க், கேட்மியம், மெர்குரி ஆகியவைகள் ஹைடிரஜன் சல்பைடுடன் வீழ்படிவைக் கொடுக்கின்றன. ஆனால் பெரிலியம், மக்னீசியம், கால்சியம், ஸ்டிரான்ஷியம், பேரியம் ஆகியவைகள் ஹைடிரஜன் சல்பைடுடன் வீழ்படிவைக் கொடுப்பதில்லை. மற்றக் காரமண் உலோக ஃபுளூரைடுகளைப்போல் மக்னீசியம் ஃபுளூ ரைடு நீரில் கரைவதில்லை. ஆகவே, பெரிலியம், மக்னீசியம் ஆகிய இரண்டு தனிமங்களும் இரண்டு உபதொகுதி தனிமங்களையும் சில பண்புகளில் ஒத்திருக்கின்றன.

இத் தொகுதியில் உள்ள முதல் தனிமமான பெரிலியம் மற்றத் தனிமங்களுடன் பல வகைகளில் ஒத்திருப்பதில்லை. இது அலுமினியத் துடன் மூலைவிட்டத் தொடர்பைப் பெற்றிருக்கிறது; இதற்குக் காரணம் இதனுடைய அணு மிகச்சிறிய பருமனும், அதிகமான அணுக் கரு மின்னேற்றமும் பெற்றிருப்பதனால்தான். இது மிகவும் வீரியம் குறைந்துள்ளதற்கும் இவைகளே காரணமாகும். பெரிலியத்தினுடைய உப்புகள் தித்திப்புச் சுவை உடையவை; இப் பண்பு இத் தொகுதிக்கே நூதனமாயுள்ளது. பெரிலியம் சூடான நீருடனும் வினைபுரிவதில்லை; ஆனால், மற்ற மாதிரி உலோகங்களுடன் வினைபுரிகின்றன. இது புன்சன் சுடருக்கு எந்தவிதமான நிறத்தையும் கொடுப்பதில்லை. அம் மோனியம் கார்பனேட்டுடன் இது வீழ்படிவைக் கொடுப்பதில்லை. பெரி லியம் சல்பேட்டு நீரில் நன்கு கரைகிறது. இதனுடைய சேர்மங்க ளெல்லாம் பொதுவாக சக பிணைப்புச் சேர்மங்களாக இருக்கின்றன.

பெரிலியம் காரங்களில் கரைகிறது ; ஆனால், மற்ற இத் தொகுதித் தனிமங்கள் காரங்களோடு வினைப்படுவதில்லை. இக்குணங்களில் மக்னீசியம் பெரிலியத்துடன் ஒத்துள்ளது.

$$Be + NaOH + H_2O \rightarrow Be(OH)ONa + H_2\uparrow.$$

முன்பே கூறியபடி பெரிலியமும் அலுமினியமும் எப்படி மூலைவிட்டத் தொடர்பைப் பெற்றிருக்கின்றன என்பதைக் கவனிப்போம். பெரிலியமும் அலுமினியமும் குறைவான நேர்மின் தன்மை பெற்றுள்ளன. ஆகையால், அவைகளின் ஹைடிராக்சைடுகள் ஈரியல்பு உள்ளதாகவும், உப்புகள் நீர்ப் பகுப்பு அடையக் கூடியனவாகவும் உள்ளன. பெரிலியமும் அலுமினியமும் மந்தமான தன்மையைக் காட்டுகின்றன. இவைகளின் ஆக்சைடுகள் மற்ற உலோக ஆக்சைடுகளுடன் சூடுற்ற நிலையில் இணைந்து ஒளி ஊடுருவத்தக்க பெரில், சஃபையர் போன்ற விலைமதிக்கத்தக்க நகைகள் செய்யப் பயன்படும் கற்களைக் கொடுக்கின்றன. மற்றக் காரமண் உலோக ஆக்சைடுகள் நீரில் கரையும்போது வெப்பத்தை வெளிவிடுகின்றன ; ஆனால், பெரிலியம் ஆக்சைடு இக் குணத்தில் அலுமினியத்தை ஒத்துள்ளது. இவ்விரண்டு தனிமங்களின் ஹாலைடுகள் நீரற்ற நிலையில் மின்சாரத்தைக் கடத்தாத தன்மையுள்ளவைகளாக இருக்கின்றன ; ஆகையால், இவைகள் சகபிணைப்புச் சேர்மங்கள் என்பது தெளிவாகிறது. இவ்விரண்டு தனிமங்களும் உண்டாக்கும் கார்பைடுகள் நீருடன் வினைப்பட்டு மீதேன் வாயுவைக் கொடுக்கின்றன. பெரிலியம் அலுமினியத்தைப் போல் எளிதில் ஹைடிரைடைக் கொடுப்பதில்லை.

காரமண் உலோகங்கள் : இத்தொகுதித் தனிமங்களின் அணு எடை அதிகரிக்கும்போது கால்சியம் வரை முதலில் ஒப்பு அடர்த்தி குறைகிறது ; பிறகு அதிகரிக்கிறது. உருகுநிலையும் கொதிநிலையும் ஒரே சீராக மாறவில்லை. ஆனால், இவைகளின் உரிமை வெப்பம் ஒரே சீராகக் குறைகிறது (Be 0·62 ; Mg 0·246 ; Ca 0·149 ; Ba 0·068). பெரிலியம் உலோகம் அரிதாகத்தான் கிடைக்கிறது. இது மக்னீசியத்தைவிட குறைவாகத்தான் காற்றால் பாதிக்கப்படுகிறது. நீருடன் எளிதில் வினைபுரிவதில்லை. மக்னீசியம் உலோகம் அதிக வெப்பநிலையில் நீரைச் சிதைக்கிறது. கால்சியம் வெள்ளியைப் போன்று பொலிவுடையது. இதைத் தகடாகவும் மாற்றலாம். இது நீரை மெதுவாகத்தான் சிதைக்கிறது. ஸ்டிரான்ஷியம், வெள்ளியைப் போன்று வெள்ளையான கடினமான உலோகம் ; கால்சியத்தைவிட ஸ்டிரான்ஷியம் எளிதில் காற்றுடன் வினைபுரிகிறது ; நீரையும் எளிதில் சிதைவடையச் செய்கிறது. பேரியம் மிகவும் கடினமான வெண்மையான உலோகம். தானாகக் காற்றில் எரிகிறது ; நீரை மிக எளிதில் சிதைக்கிறது. இவைகளிலிருந்து பேரியம்தான் மற்றவைகளைவிட வீரியம் மிகுந்தது என்பது விளங்குகிறது.

இவ்வுலோகங்கள் எல்லாம் ஈரிணை திறன் சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. இத் தனிமங்கள் மந்த வாயுக்களைவிட இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் அதிகமாகப் பெற்றுள்ளன. பொதுவாக இவைகளின் உப்புகளெல்லாம் நிறமற்றவைகளாக இருக்கின்றன. கார உலோக உப்புகளைவிட காரமண் உலோக உப்புகள் அதிகமான நீர் மூலக் கூறுகளுடன் இணைந்துள்ளன; ஆனால், தனிமங்களின் அணு எடை அதிகரிக்கும்போது படிகநீர் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை குறைகிறது; உதாரணம்: $CaCl_2 6H_2O$; $BaCl_2 2H_2O$; $RaCl_2$.

இவ்வுலோகங்களின் ஆக்சைடுகள் மிகையான காரத்தன்மை பெற்றவை. ஆகையால், இவைகளின் உப்புகள் எப்போதும் அதிகமாக நீர்ப்பகுப்பு அடைவதில்லை. இவைகளுடைய உப்புகளின் கரைதிறன் இங்குக் காட்டியபடி மாறுகிறது: $Mg > Ca > Sr > Ba$. காரமண் உலோகங்களின் ஹைடிராக்சைடுகள் நீரில் கரைகின்றன; ஆனால், இரண்டாம் தொகுதி இடைநிலைத் தனிமங்களாகிய பெரிலியம், மக்னீசியம் ஆகியவற்றின் ஹைடிராக்சைடுகள் நீரில் கரைவதில்லை. கால்சியம், ஸ்டிரான்ஷியம், பேரியம் ஆகியவைகளின் சல்பைடுகள் பாஸ்போரசன்ட் (phosphorescent) தன்மையுடையவை. கால்சியம் சல்பேட்டு சிறிதளவு நீரில் கரைகிறது; ஆனால், ஸ்டிரான்ஷியம், பேரியம் ஆகியவற்றின் சல்பேட்டுகள் நீரில் கரைவதில்லை. கால்சியம், ஸ்டிரான்ஷியம் ஆகியவற்றின் குரோமேட்டுகள் அசிட்டிக் அமிலத்தில் கரைகின்றன; ஆனால், பேரியம் குரோமேட்டு அசிட்டிக் அமிலத்தில் கரைவதில்லை. இம் மூன்று உலோகக் கார்பனேட்டுகளும் நீரில் கரைவதில்லை; ஆனால், அமிலத்தில் கரைகின்றன. இவைகள் ஒரே தன்மையுடைய நைட்டிரைடுகளையும், கார்பைடுகளையும் கொடுக்கின்றன. இவ்வுலோகங்கள் பூமியின் மேலோட்டில் நீரில் கரையாத கார்பனேட்டுகளாகவும் சல்பேட்டுகளாகவும் கிடைக்கின்றன. இத் தொகுதியின் மாதிரித் தனிமங்கள் அணைவுச் சேர்மங்களையும் கொடுக்கின்றன. கிரிக்னர்டு கரணி (Grignard reagent) போன்ற கரிம இரசாயனப் பொருள்களுடன்தான் அணைவுகள் உண்டாகின்றன. அணு எடை அதிகரிப்பதற்கேற்ப அணைவுச் சேர்மம் உண்டாகும் தன்மை குறைகிறது.

தனிமங்களின் பொது வினைகள்

சமன்பாடு	கரணி	குறிப்பு
$M + x \rightarrow Mx_2$	X_2	எல்லா ஹாலஜன்களுடன்
$M + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow MO$	O_2	எல்லா மாதிரித் தனிமங்களும்
$M + O_2 \rightarrow MO_2$	O_2	Sr, Ba, Ra ஆகியவை அதிக அழுத்தத்தில்

சமன்பாடு	கரணி	குறிப்பு
$M + S \rightarrow MS$	S	எல்லாத் தனிமங்களும்
$3M + N_2 \rightarrow M_3N_2$	N_2	சூடுபடுத்தும்போது
$M + H_2 \rightarrow MH_2$	H_2	Ca, Sr, Ba, Ra ஆகியவை களைச் சூடுபடுத்தும்போது
$M + 2H^+ \rightarrow M^{2+} + H_2$	H^+	பெரிலியம் தவிர மற்றவை வீரி யமாக வினைப்படுகின்றன
$M + 2H_2O \rightarrow M(OH)_2 + H_2$	H_2O	குளிர்ந்த நீருடன் Ca, Sr, Ba, Ra
$M + 6NH_3 \rightarrow M(NH_3)_6$	NH_3	Ca, Sr, Ba
$3M + 8H^+ + 2NO_3 \rightarrow 3M^+ + 2NO + 4H_2O$	HNO_3	எல்லா மாதிரித் தனிமங்களும்

இரண்டாம் உப தொகுதி இடைநிலைத் தனிமங்கள்

இத்தொகுதியிலுள்ள இடைநிலைத் தனிமங்கள் சிங்க், கேட்மியம், மெர்க்குரி ஆகியனவாகும். இத்தொகுதியில் உள்ள மூன்று தனிமங் களின் பண்புகள் சீராக மாற்றமடையவில்லை. மெர்க்குரி தனக்கே உரித்தான சில சிறப்புப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. வெள்ளியுடன் இது பல ஒற்றுமைகளைக் கொண்டுள்ளது. சிங்க், கேட்மியம் ஆகியவை மக்னீசியம், கால்சியம் ஆகியவைகளுடன் முறையே பல வழிகளில் ஒத்துள்ளன. முதல் தொகுதியின் உப தொகுதி தனிமங் களிடை உள்ள வேற்றுமைகளைப்போல் இரண்டாம் தொகுதி உப தொகுதி தனிமங்களிடையே அதிகமான வேற்றுமைகள் இல்லை.

இத் தொகுதியில் அணு எடை அதிகரிக்கும்போது நேர்மின் தன்மையும் அதிகரிக்கிறது. கேட்மியம், மெர்க்குரி ஆகியவைகளிடையே இம் மாற்றம் மிகவும் அதிகமாயுள்ளது. மெர்க்குரி ஆக்சிஜனேற்ற அமிலங்களுடன் மட்டும்தான் வினைபுரிகிறது. மெர்க்குரியின் சேர்மங் களைச் சூடுபடுத்துவதன்மூலம் அல்லது ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியுடன் வினைப்படுத்துவதன்மூலம் இவற்றிலுள்ள மெர்க்குரியை வெளியேற்றி விடலாம்.

சிங்கும் கேட்மியமும் நீர்த்த அமிலங்களுடன் நன்கு வினைபுரி கின்றன. சிங்க் காரங்களுடனும் வினைபுரிகிறது. இவ்வுலோகங்கள் காற்றிலும் ஆக்சிஜனேற்றமடைகின்றன. தூய்மையான சிங் உலோகம் அமிலங்களுடன் அவ்வளவாக வினைபுரிவதில்லை. கேட்மியம் அதைவிட குறைவாகத்தான் அமிலங்களுடன் வினைபுரிகிறது. மெர்க்குரி நீர்த்த

HCl, H_2SO_4 போன்ற அமிலங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை. ஆகையால், சிங்கிலிருந்து மெர்க்குரிவரை வீரியத்தன்மை குறைந்து வருகிறதைக் காணலாம்.

சிங்க் ஆக்சைடும், ஹைடிராக்சைடும் ஈரியல்பு உடையவை. கேட்மியம் ஆக்சைடு காரகுணமுடையது; இதனுடைய ஹைடிராக்சைடு எரிகாரக் கரைசல்களில்கூடக் கரைவதில்லை. மெர்க்குரிக் ஆக்சைடு கார குணம் மட்டிலும் உடையது; அமில குணம் சிறிதும் இல்லாதது. இங்கு உலோகத்தன்மை அணு எடைக்கேற்ப அதிகரிப்பதைக் காண்கிறோம்.

இந்தத் தனிமங்களெல்லாம் ஈரிணைதிறனைக் காட்டுகின்றன. சிங்க் கேட்மியம் உப்புகள் கணிசமான அளவு அயனிகளாகின்றன. இவைகளின் ஃபுளூரைடுகள் எளிதில் ஆவியாகாதவை. சிங்க் உலோகத்தின் குளோரைடு, புரோமைடு, அயோடைடு ஆகியவைகள் 500°க்குள் உருகுநிலை பெற்றுள்ளன. இதே முறையில்தான் கேட்மியம் உலோகத்தில் ஹாலைடுகளும் இருக்கின்றன. இவைகள் நீரிலும், கரிம கரைப்பான்களிலும் கரைகின்றன. இவைகளின் நீர்க்கரைசல்கள் மின்சாரத்தைக் கடத்துகின்றன. இதற்குக் காரணம் நீர்ப்பகுப்பு சிறிதளவு காரணமாக இருக்கலாம். மின்கடத்தும் சோதனைகளின் ஆய்வுகள் கீழ்க்கண்ட அயனிமாற்ற வினையைக் குறிக்கின்றன.

$$CdCl_2 \rightleftharpoons CdCl^+ + Cl^-$$

பெருவாரியான மெர்க்குரி உப்புகளெல்லாம் அயனிகளாவதில்லை; ஆனால், மெர்க்குரிக் ஃபுளூரைடு இதற்கு விதிவிலக்காக உள்ளது; எனினும், ஆக்சி அமில உப்புகள் அயனிகளாகின்றன. சிங்க் உப்புகளெல்லாம் அதிகமாகப் படிக நீரைக் கொண்டுள்ளன. கேட்மியம் உப்புகள் சிங்கைவிட குறைவாகப் படிக நீரைப் பெற்றுள்ளன. நீர் ஈர்க்கும் தன்மையும் குறைவாக உள்ளது. ஆனால், மெர்க்குரி உப்புகள் இத்தன்மையைப் பெறவில்லை; மாறாக நீரற்ற நிலையிலேயே உள்ளன. ஒருசில உப்புகள் ஒன்று அல்லது இரண்டு நீர் மூலக்கூறுகளைப் பெற்றுள்ளன.

இத்தொகுதியில் உள்ள எல்லாத் தனிமங்களும் அணைவுச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. சிங்கும் கேட்மியமும் கார்பன், நைட்டிரஜன், சல்பர் போன்றவைகளுடன் இணைந்தாற்போன்ற அணைவுச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. ஆனால், கேட்மியத்தைவிட சிங்க் ஆக்சிஜனுடன் உறுதியான பிணைப்பை ஏற்படுத்துகின்றது. மெர்க்குரி கார்பனுடன் உறுதியான பிணைப்பையும் ஆக்சிஜனுடன் உறுதியற்ற பிணைப்பையும் உண்டாக்குகிறது. மேலும் நைட்டிரஜன், சல்பர், ஹாலஜன் ஆகியவற்றுடன் இது அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகிறது.

மெர்க்குரி இந்த உப தொகுதியிலுள்ள பிற தனிமங்களினின்று பல பண்புகளில் வேறுபட்டுள்ளது. மற்ற உலோகங்களைவிட இது எளிதில் ஆவியாகக் கூடியது; 357°-ல் இது கொதித்து ஓரணு மூலக்கூறு உள்ள ஆவியாக மாறுகிறது. சிங்க், கேட்மியம் ஆகியவற்றின் கொதிநிலைகள் முறையே 906°, 764° ஆகும். இதனுடைய அயனியாக்கல் மின்னழுத்தமும், மின்முனை அழுத்தமும் (எலெக்ட்ரோடு பொட்டன்ஷியலும்) அதிகமாக இருக்கின்றன. இக் காரணத்தினால் மெர்க்குரி வீரியத்தன்மை குறைந்துள்ளதாயிருக்கிறது. மெர்க்குரி உப்புகளெல்லாம் எளிதில் ஒடுக்கப்படுகின்றன. மெர்க்குரிக் ஃபுளூரைடு மிகவும் குறைந்த அளவே நீரில் கரையக்கூடியது. இதன் குளோரைடு ஃபுளூரைடைவிடச் சிறிது அதிகமாகக் கரையக்கூடியது. ஆனால், இதன் புரோமைடு, அயோடைடுகள் கரைவதில்லை. இப் பண்பில் மெர்க்குரி கேட்மியம், சிங்க் ஆகியவற்றைவிட வெள்ளியை அதிகமாக ஒத்திருக்கிறது.

மெர்க்குரஸ் சேர்மங்களில் இரண்டு மெர்க்குரி அணுக்களுக்கிடையே ஒரு பிணைப்பு காணப்படுவது $(Hg-Hg)^{+2}$ மிகவும் சிறப்பாக இருக்கிறது. இதனுடைய மிகச் சிறந்த தனிப் பண்பாகக் காணப்படுவது மந்த எலெக்ட்ரான் ஜோடி பண்பாகும். தனிம அட்டவணையில் இப் பண்பு மெர்க்குரியிலிருந்து துவங்குகிறது.

22-a. பெரிலியம்
(Beryllium)

வரலாறு: இது முதலில் குளூசினம் (glucinum) என்ற பெயரால் வழங்கப்பட்டு வந்தது. இதன் உப்புகளெல்லாம் இனிப்பாக இருந்ததால், இப் பெயர் இதற்குக் கொடுக்கப்பட்டது. ஆனால், 1797ஆம் ஆண்டில் வான்குலின் இதைப் பெரில் (Beryl) என்ற கனிமத்திலிருந்து கண்டுபிடித்தார். எனவே, இதற்கு பெரிலியம் என்ற பெயர் கொடுக்கப் பட்டது. மரகதம், இந்திர நீலம் என்ற நகைக் கற்கள் பெரில் கனிமத்தின் வகைகளாகும்.

தோற்றம்: பெரிலியத்தின் மிக முக்கிய கனிமம் பெரில் ஆகும். இதன் வாய்பாடு, $3BeO.\ Al_2O_3.\ 6SiO_2$. இதில் BeO, 11–15% காணப் படுகிறது. இது அதிக அளவில் வட அமெரிக்கா, பிரேஸில், நார்வே, ஸ்பெயின் ஆகிய இடங்களில் கிடைக்கிறது. இந்தியாவில் பெரில் படிவுகள், பீஹார், ஒரிஸ்ஸா, நெல்லூர் ஆகிய இடங்களில் இருக் கின்றன. இந்தியாவில் இருந்து இக் கனிமம் வெளிநாடுகளுக்கு ஏற்றுமதி ஆகிறது. பெரிலியத்தைக் கொண்டுள்ள வேறு கனிமங்கள் பின்வருமாறு: கிரைசோபெரில் (Chrysoberyl) $BeAl_2O_4$ (19% BeO); ஃபெனசைட் (Phenacite) Be_2SiO_4 (45% BeO).

உலோகவியல்: பொதுவாக பெரிலியத்தைக் கீழ்க்கண்ட முறை களில் பிரித்து எடுக்கிறார்கள்.

(i) பெரிலியம் ஃபுளூரைடை மின்னாற் பகுத்தல்.

(ii) பெரிலியாவை (beryllia) மின் ஒடுக்குதலுக்கு உட் படுத்துதல்.

(i) பெரிலியம் ஃபுளூரைடை மின்னாற் பகுத்தல்: பெரில் கனி மத்தை அடர்ப்பித்துப் பிறகு தூளாக்குகிறார்கள். இது சோடியம் ஃபுளூவோ சிலிகேட்டுடன் (Na_2SiF_6) சேர்த்து 800°யில் உருகும் வரை

சூடு செய்யப்படுகிறது. பெரில் கனிமத்தில் இருக்கும் பெரிலியம், நீரில் கரையும் சோடியம் பெரிலியம் ஃபுளூரைடாகவும், அலுமினியம் கரையாத சோடியம் அலுமினியம் ஃபுளூரைடாகவும் மாற்றப்படு கின்றன. சோடியம் பெரிலியம் ஃபுளூரைடைத் ($BeF_2 2NaF$) தனி யாகப் பிரித்து எடுப்பதற்காக, உருகிய நிலையில் இருக்கும் திரவத்தை நீருடன் சேர்த்துக் கொதிக்க வைக்கப்படுகிறது. கிடைக்கும் கரைசல் உலரும் வரை ஆவியாக்கப்படுகிறது. பிறகு வண்டலை, சோடியம் ஃபுளூரைடு, பேரியம் ஃபுளூரைடு ஆகியவற்றுடன் சேர்த்து உருக்கி கிராஃபைட்டு கலனை நேர்மின் முனையாகவும், குளிர்ந்த நிலையிலுள்ள இரும்புத் தண்டை எதிர்மின் முனையாகவும் கொண்டு, மின்னாற்பகுத்து பெரிலியம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

(ii) பெரிலியாவை மின் ஒடுக்குதலுக்கு உட்படுத்துதல்: (a) பெரில் கனிமத்தை பெரிலிய ஆக்ஸைடாக (BeO) மாற்றுதல்: பெரில் கனிமம் K_2CO_3 உடன் சேர்த்து உருக்கப்படுகிறது. உருகிய திரவம் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்து ஆவியாக்கப்படுகிறது. வண்டலை நன்ருக நீருடன் வினைப்படுத்தினால், பொட்டாசியம், அலுமினியம், பெரிலியம் ஆகியவற்றின் சல்ஃபேட்டுகள் கரைசலில் கிடைக்கின்றன ; சிலிகா வண்டலாக நின்றுவிடுகிறது. கரைசலை ஆவியாக்கினால், பெரும்பாலும் எல்லா அலுமினியமும் பொட்டாசியம் அலுமினியமும் சல்ஃபேட்டு எனப்படும் இரட்டை சல்பேட்டு (ஆலம்) படிகங்களாக நீக்கப்படுகிறது. இவ்வாறு அடர்ப்பித்த திரவத்தை அம்மோனியம் கார்பனேட்டுடன் சேர்த்தால் அலுமினியம், இரும்பு ஹைட்ராக்ஸைடுகள் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கின்றன. வடிநீரைக் கொதிக்கவைத்து கார பெரிலியம் கார்பனேட்டு பெறப்படுகிறது. இதை நன்கு சூடேற்றினால் பெரிலியம் ஆக்ஸைடு (BeO) கிடைக்கிறது.

(b) பெரிலியாவில் இருந்து பெரிலியத்தைப் பெறுதல்: பெரி லியம் ஆக்ஸைடு சுட்ட கரியுடன் (coke) கலந்து மாற்று மின்னோட்டத் தைக் (alternate current) கொண்டுள்ள மின் வில் உலையில் வைக்கப் படுகிறது. அடிப்பாகத்தில் கலவையைத் தாங்கி இருக்கும் கார்பன் மூசையும், கலவையில் தொங்கவிடப்பட்டுள்ள கார்பன் தண்டுகளும் மின் முனைகளாகப் பயன்படுகின்றன. மின் வில்லை உண்டாக்கி யதும் பெரிலியம் ஆக்ஸைடு பெரிலியமாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$BeO + C \rightarrow Be + CO\uparrow$$

பண்புகள்: இது மென்தகடாக்கத்தக்க வெண்மை நிறமான உலோகம். இது நல்ல மெருகேற்கும் தன்மையுடையது. இது அதிக உருகுநிலையைக் (1280°) கொண்ட மிக இலேசான உலோகம். அலுமினியத்தை விட நான்கு பங்கு லேசானது ; இதன் ஒப்பு அடர்த்தி

1·842. இதன் உரிமை வெப்பம் இதுவரை தெரிந்துள்ள எல்லா உலோகங்களின் உரிமை வெப்பத்தைக் காட்டிலும் அதிகமானதாக இருக்கிறது. இது ஒரு மின்வெப்பக் கடத்தியாகும். மக்னீசியத்தை விட இது காற்றில் நிலையாக உள்ளது; ஆனால், ஈரக் காற்றில் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடைகிறது. இதை ஆக்ஸிஜனில் சிவக்கச் சூடு செய்தால், இதன் மேற்பரப்பில் மெல்லிய ஆக்ஸைடு படலம் உண்டாகிறது. இது மக்னீசியத்தைப் போல நீராவியைச் சிதைப்பது கிடையாது. இது கந்தகத்துடன் நேரடியாகச் சேர்வதில்லை; ஆனால், கார்பன், போரன் ஆகியவைகளுடன் சேருகிறது.

$$3Be + N_2 \xrightarrow{900^\circ} Be_3N_2$$

$$C + 2Be \rightarrow Be_2C$$

இது நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைவது இல்லை. நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் அல்லது நீர்த்த H_2SO_4 உடன் வினைப்பட்டு ஹைட்ரஜனைத் தருகிறது.

$$Be + H_2SO_4 \rightarrow BeSO_4 + H_2 \uparrow$$

இது பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடனும் ஹைட்ரஜனைத் தருகிறது. சூடான அடர் கந்தக அமிலத்துடன் இது SO_2-ஐ உண்டாக்குகிறது.

$$Be + 2H_2SO_4 \rightarrow BeSO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$$

பெரிலியம் மற்ற உலோகங்களுடன் உலோகக் கலவையைத் தரக் கூடியது. பெரிலியம் வெங்கலங்கள் (Beryllium Bronzes): இவை 2 to 2·5% பெரிலியத்தைப் பெற்றுள்ளன. இவைகள் கம்பிச் சுருள்கள் (Springs), வளையங்கள் போன்றவை செய்யப் பயன்படுகின்றன. *Be-Cu* கலவையினால் செய்த கடிகாரங்கள் எல்லாம் காந்த சக்தியினால் பாதிக்கப்படாமல் இருக்கின்றன. நியான் விளக்குகளில் மின் முனைகளாகப் பயன்படுகிறது. X-கதிர் குழாயின் ஜன்னல்களைச் செய்வதற்கும் இது பயன்படுத்தப்படுகிறது. அணு உலைகளில் நியூட்ரான்களின் வேகத்தைக் குறைப்பதற்கும் (moderators) இது பயன்படுகிறது.

பெரிலியச் சேர்மங்கள்

BeO, BeF_2 களைத் தவிர மற்றச் சேர்மங்கள் எல்லாம் சக பிணைப்பைக் (Covalent) கொண்டவைகளாகும்.

பெரிலியம் ஆக்ஸைடு, BeO (Beryllium oxide): பெரிலியம் கார்பனேட்டைச் சூடேற்றி இது பெறப்படுகிறது. இது நீரில் கரையாது; காற்றினால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. காற்றிலிருந்து CO_2ஐ

உட்கொள்கிறது. நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் மற்றும் நைட்ரிக் அமிலங்களில் கரையும். இது நன்ருகப் பிரகாசிக்கக்கூடிய வாயு மேன்டில்களைத் (mantles) தயாரிக்கவும், எளிதில் உருகா மூசைகளைத் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. பெரிலியா அதன் வினைகளில் அலுமினுவை ஒத்துக் காணப்படுகிறது.

பெரிலியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, $Be(OH)_2$ **(Beryllium hydroxide):** பெரிலியம் உப்புக் கரைசலுடன் அம்மோனியாவைச் சேர்த்து, இது தயாரிக்கப்படுகிறது. இது $NaOH$-ல் கரைந்து பெரிலேட்டைத் தருகிறது.

$$2NaOH + Be(OH)_2 \rightarrow Na_2BeO_2 + 2H_2O$$

இதைச் சிவக்கச் சூடு செய்தால், BeOஐத் தருகிறது.

$$Be(OH)_2 \xrightarrow{\triangle} BeO + H_2O$$

இது ஒரு பசை போன்ற பொருள்; அமிலங்களிலும் காரங்களிலும் கரையும். புதியதாகத் தயாரிக்கப்பட்ட $Be(OH)_2$ கார உலோகக் கார்பனேட்டுக் கரைசல்களில் கரைகிறது; கரைசலைக் கொதிக்கவைத்தால் மீண்டும் இது வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இக் குணத்தில் இது $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Mg(OH)_2$ ஆகியவற்றிலிருந்து வேறுபட்டுக் காணப்படுகிறது.

பெரிலியம் ஃபுளூரைடு, BeF_2 **(Beryllium fluoride):** பொதுவாக ஓர் உப பகுதி தனிமங்களின் ஃபுளூரைடுகள் அவைகளின் குளோரைடு, புரோமைடு, அயோடைடு ஆகியவைகளைவிடக் குறைந்த அளவிலேயே கரையக்கூடியவைகள் ஆகும்; ஆனுல், பெரிலியத்தைப் பொறுத்த வரையில், அதன் ஃபுளூரைடுதான் நன்ருக நீரில் கரையக் கூடியதாகும். ஹைட்ரோ ஃபுளூரிக் அமிலத்தில் கரைந்த $Be(OH)_2$ கரைசலை ஆவியாக்கிஞல், நீருடை BeF_2 பெறப்படுகிறது. அம்மோனிய ஃபுளூவோ பெரிலெட்டை, $(NH_4)_2$ (BeF_4) கார்பன் டைஆக்ஸைடில் 900–950°C-க்குச் சூடுசெய்தால், நீரற்ற BeF_2 கிடைக்கும்; இது கண்ணுடி போன்ற திண்மம்.

பெரிலியம் ஹாலைடுகள் (Beryllium halides): BeO-ம் கார்பனும் கலந்த கலவையைக் குளோரினில் சூடு செய்தால், நீரற்ற $BeCl_2$ கிடைக்கிறது. பெரிலியத்தின் ஹாலைடுகள் எளிதில் நீராற் பகுக்கப் படுகிறது. இவைகளில் அயோடைடு மிகவும் நிலையில்லாதது. இதன் ஃபுளூரைடும் குளோரைடும் பல இரட்டை உப்புகளைக் கொடுக்கின்றன.

பெரிலியம் நைட்ரேட்டு, $Be(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$ **(Beryllium nitrates):** பெரிலியம் ஹைட்ராக்ஸைடு அல்லது பெரிலியம்

ஆக்ஸைடை அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்திப் பெறப் படுகிறது. இது ஒரு நீர் உறிஞ்சியாகும். இதைச் சூடுபடுத்தினால், சிதைந்து பெரிலியம் ஆக்ஸைடைத் தருகிறது.

பெரிலியம் சல்ஃபேட்டு, $BeSO_4 \cdot 4H_2O$ **(Beryllium sulphate):** பெரிலியம் ஆக்ஸைடு சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து இதைத் தருகிறது. இது நீரில் கரையும்; படிகமாகும்பொழுது நீரின் நான்கு படிகநீர் மூலக்கூறுகளுடன் கிடைக்கிறது. இதை 580°-க்குச் சூடேற்றினால் BeO-யும் SO_3-யும் கொடுக்கிறது.

$$BeSO_4 \cdot 4H_2O \xrightarrow[\Delta]{400^\circ} BeSO_4 \xrightarrow[\Delta]{580^\circ} BeO + SO_3 \uparrow$$

கார பெரிலிய அசிட்டேட்டு (Basic berillium acetate) $Be_4O(CH_3 \cdot COO)_6$: இது சகப்பிணைப்புள்ள சேர்மம். நீரில் கரையாது. தூய அசிடிக் அமிலம், குளோரோபாரம், ஈதர் முதலிய கரைப்பான் களில் கரையும். பெரிலியம் ஹைடிராக்ஸைடைத் தூய அசிடிக் அமிலத்துடன் சிறிது நீர் கலந்து ஆவியாக்க வேண்டும். பிறகு குளோரோபாரத்தில் பெற்ற கலவையைக் கலந்தால், குளோரோபாரம் கார பெரிலிய அசிட்டேட்டை மாத்திரம் கரைக்கிறது. இதைப் பிரித் தெடுத்துக் கரைப்பானை ஆவியாக்கி இச் சேர்மத்தைப் பெறலாம். இதைச் சிதைவுறாமல் காய்ச்சி வடிக்கலாம்.

தனிம அட்டவணையில் பெரிலியத்தின் இடம்: இரண்டாவது காரமண் குடும்பத்தில் பெரிலியம் முதல் இடத்தில் உள்ளது. பல பண்புகளில் இத் தனிமம் மற்றக் கார உலோகத் தனிமங்களினின்றும் வேறுபட்டுள்ளது. மேலும் மூலைவிட்டத் தொடர்பு காரணமாக, பெரிலியம் IIIஆவது தொகுதியில் உள்ள இரண்டாவது தனிமமான அலுமினியத்தின் பண்புகளை ஒத்துள்ளது.

22-b. மக்னீசியம்
(Magnesium)

கனிமங்கள் : இது தனிம நிலையில் இயற்கையில் கிடைப்பதில்லை; சேர்ம நிலையிலேயே காணப்படுகிறது. இதன் சில முக்கிய கனிமங்கள் : (a) **மாக்னசைட்டு** (magnesite), $MgCO_3$; (b) **டோலமைட்டு** (dolomite), $CaCO_3 \cdot MgCO_3$; (c) **கார்னலைட்டு** (Carnallite), $MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6H_2O$; (d) **கல்நார்** (asbestos), $CaMgSiO_3$; (e) **எப்சம் உப்பு** (Epsom salt), $MgSO_4 \cdot 7H_2O$. பூமியின் மேலோட்டில் கிடைக்கும் தனிமங்களின் அளவில் இது மூன்றாவதாக இருக்கிறது. மேற்கண்ட கனிமங்களில், மாக்னசைட்டு கனிமம், தமிழ் நாட்டில் சேலத்திற்கு அருகில் அதிக அளவில் கிடைக்கிறது. மேலும் பீஹார், ஒரிஸ்ஸா ஆகிய இடங்களில் கல்நார் படிவுகள் இருக்கின்றன. கார்னலைட்டுப் படிவுகள் ஜெர்மனியில் கிடைக்கின்றன. கடல் நீரிலும் ஊற்று நீரிலும் இது $MgCl_2$ கரைசலாக இருக்கிறது. தாவரங்களின் பசுமை நிறத்திற்குக் காரணமான குளோரோபில் என்பது மக்னீசியத்தின் அணைவுச் சேர்மமாகும்.

உலோகவியல் : மக்னீசியத்தைக் கனிமங்களில் இருந்து பிரித்தெடுப்பதற்குப் பொதுவாக மின்னாற் பகுத்தல், வெப்ப ஒடுக்குதல் (thermal-reduction) ஆகிய முறைகள் கையாளப்படுகின்றன.

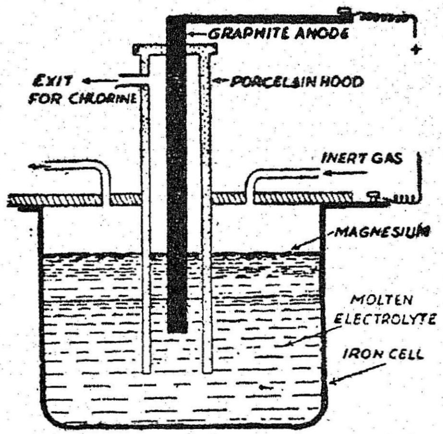
A. மின் பகுப்பு முறை

இம்முறையில் பின்வரும் ஏதாவது ஒரு மின்பகு பொருள் பயன்படுத்தப்படுகிறது : (1) உருகிய $MgCl_2$. இது MgO-ம் கார்பனும் கலந்த கலவையைக் குளோரினில் சிவக்கச் சூடு செய்வதன் மூலம் பெறப்படுகிறது. (2) உருகிய $MgCl_2$-ல் கரைந்த MgO. (3) உருகிய கார்னலைட்டு, $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$. இதை மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்துவதற்கு முன்பு நீரற்றதாகச் செய்யவேண்டும். இதைச் சூடுசெய்தால், இதிலுள்ள நீரின் நான்கு மூலக்கூறுகள் எளிதில் நீக்கப்படுகின்றன'; ஆனால், எஞ்சி இருக்கும் நீரின் இரண்டு மூலக்கூறுகளினால் பின்வரும் வினை நிகழ்கிறது :

$$MgCl_2 + H_2O \rightarrow MgO + 2HCl$$

இதை இறுதி நிலையில் நீரற்றதாகச் செய்யும்பொழுது, 350°C வெப்பநிலையில் உலர்ந்த HCl-ல் 'வினை நடைபெறும்படி செய்யப் படுகிறது.

(a) **உருக்கின $MgCl_2$ அல்லது கார்னலைட்டை மின்பகு பொருளாகப் பயன்படுத்துதல்:** நீர் நீக்கி உருக்கின கார்னலைட்டு ஓர் இரும்புத் தொட்டியில் வைக்கப்படுகிறது. இக் கலன் எதிர்மின்வாயாகவும் அதனுள் வைக்கப்பட்டுள்ள கார்பன் தண்டு நேர்மின்வாயாகவும் பயன் படுகிறது. மின்பகு பொருளினுள் மின்சாரத்தைச் செலுத்தியதும், மக்னீசியம் எதிர் மின்வாயிலும், குளோரின் நேர்மின்வாயிலும் விடுவிக்கப்படுகின்றன. கரித் தண்டைச் சுற்றியுள்ள பீங்கான் தடுப்பு குளோரினை மக்னீசியத்துடன் சேராதபடி தடுக்கிறது. மக்னீசியம்



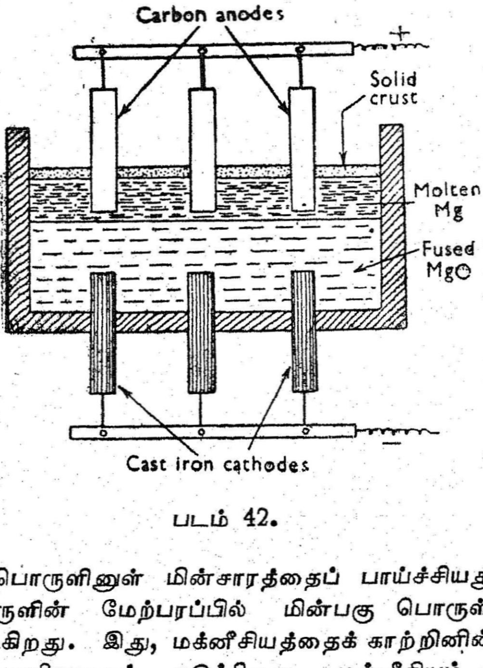
படம் 41.

இலேசான உலோகமானதால் உருகிய மின்பகு பொருளின்மீது மிதக்கிறது: இது மேற்பரப்பில் இருந்து துளைகள் கொண்ட அகப்பைகளின் உதவியால் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. மக்னீசியம் உலோகம் காற்றுடன் சேர்ந்து எரிவதைத் தவிர்க்கும்பொருட்டு, மின்னாற் பகுத்தல் கார்பன் டையாக்சைடு மந்த வாயு நிரம்பிய சூழ்நிலையில் நடைபெறும்படி செய்யப்படுகிறது.

$$MgCl_2 \rightarrow Mg^{+2} + 2Cl^-$$
$$Mg^{+2} + 2e^- \rightarrow Mg \text{ (எதிர்மின்முனை)}$$
$$2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2 \text{ (நேர்மின்முனை)}$$

(b) **மக்னீசியாவை (MgO) மின்பகு பொருளாகப் பயன் படுத்துதல்:** அலுமினியத்தைப் பிரித்தெடுப்பதற்குக் கையாளும்

முறையைப் போன்று, இங்கும் மக்னீசியாவை மின்னாற்பகுத்து, மக்னீசியம் பெறப்படுகிறது. உருக்கின $MgCl_2$ அல்லது MgF_2-ல் கரைந்த மக்னீசியம் ஓர் இரும்புத் தொட்டியில் வைக்கப்படுகிறது. அடிப்பாகத்திலிருந்து மின்பகு பொருளுக்குள் மேல்நோக்கிச் செருகப் பட்டுள்ள இரும்புத் தண்டுகள் எதிர் மின்முனையாகவும், மேலிருந்து மின்பகுபொருளில் தொங்கவிடப்பட்டிருக்கும் கார்பன் தண்டுகள் நேர் மின்முனையாகவும் வேலை செய்கின்றன. வெப்பநிலை 950°C ஆக இருக்கிறது.



படம் 42.

மின்பகு பொருளினுள் மின்சாரத்தைப் பாய்ச்சியதும், உருகிய மின்பகு பொருளின் மேற்பரப்பில் மின்பகு பொருள் உறைந்து படலமாகப் படிகிறது. இது, மக்னீசியத்தைக் காற்றினின்று பிரித்து, ஆக்ஸிஜனில் எரிவதைத் தடுக்கிறது. மக்னீசியம் தொட்டியில் சேகரிக்கப்படுகிறது.

B. வெப்ப ஒடுக்குதல் முறை

(1) **கார்போ வெப்பமுறை (Carbo Thermal Process):** இந்த முறையில் மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு கார்பன் அல்லது கால்சியம் கார்பைடுடன் சேர்த்து மின் உலையில் 2000°-க்குச் சூடுசெய்யப்படுகிறது. மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு ஒடுக்கப்பட்டு மக்னீசியம் கிடைக்கிறது.

$$MgO \underset{C/CaC_2}{\overset{2000^\circ}{\rightleftharpoons}} Mg$$

இது மீள்வினையாக இருப்பதால், மீண்டும் மக்னீசியம், அதன் ஆக்஀ைடாக மாருமல் இருக்கச் செய்வதற்காக, 2000° வெப்பநிலையில் வினை நிகழும்படி செய்யப்படுகிறது ; ஏனெனில், இந்த வெப்பநிலையில் மீள்வினை அதிக அளவில் நடைபெறுவது இல்லை. மக்னீசியம் ஆவியையும் கார்பன் மோனுக்ஸைடையும் நன்ருகக் குளிர்ந்த ஹைட்ரஜனைக் கொண்டு திடீரென உடனே 200°-க்குக் குளிர்விக்கப்படுகிறது. இவ்வாறு கிடைக்கும் மக்னீசியத்தைக் காய்ச்சி வடித்து 99·9% மக்னீசியம் பெறப்படுகிறது.

(2) **சிலிகோ வெப்பமுறை** (Silico Thermal Process) : இம்முறை கார்போ வெப்ப முறையைவிடச் சிறந்ததொன்ருகும். இதில் மக்னீசியம் ஆக்ஸைடை ஒடுக்குவதற்கு ஃபெரோசிலிகன் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இங்கு சுத்தமான MgO-க்குப் பதிலாக நீற்றப்பட்ட டோலமைட்டு ஃபெரோசிலிகனுடன் சேர்ந்து எஃகு வாலைகளில் இட்டு வெற்றிடச் சூழ்நிலையில் 1200—1300° மின்முறையில் சூடுபடுத்தப்படுகிறது. உண்டாகும் மக்னீசியம்,

$$2MgO+2CaO+Si(Fe)\rightarrow Ca_2SiO_4+2Mg$$

ஆவியைக் காற்றுக் குளிர் கொள்கலங்களில் சுருக்கி, திண்ம மக்னீசியம் பெறப்படுகிறது.

(c) **கடல் நீரிலிருந்து தயாரித்தல்** (Preparation from sea water) : இம்முறையில் 0·13% Mgஐ $MgCl_2$ஆகக் கொண்டுள்ள கடல்நீர் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. பெரிய தொட்டிகளில் வைக்கப்பட்டுள்ள கடல்நீரில் நீற்றிய சுண்ணும்பு சேர்க்கும்பொழுது, மக்னீசியம் ஹைட்ராக்சைடு வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இதைத் தனியே எடுத்து ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்தி $MgCl_2 . H_2O$ பெறப்படுகிறது. இதன் நீரிலியை மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்தி மக்னீசியம் பெறப்படுகிறது. விடுவிக்கப்படும் குளோரினை HClஆக மாற்றி, இம்முறையில் மறுபடியும் உபயோகிக்கிருர்கள்.

பண்புகள் : இது வெள்ளியைப் போன்ற வெண்ணிற உலோகம். மிகவும் இலேசானது. இதன் ஒப்படர்த்தி 1·8. இது மிகவும் மென்மையானது. தகடாக அடிக்கலாம் ; கம்பியாக நீட்டலாம். இவ்வுலோகத்தின் மீது ஈரக் காற்று பட்டால், வெண்மையான படலம் (film) இதன்மேல் உண்டாகிறது. இது வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் எளிதில் கடத்தும். இதைச் சூடேற்றினுல், காற்றினில் உள்ள ஆக்ஸிஜனில் மிகவும் பிரகாசமான ஒளியுடன் எரிந்து மக்னீசிய ஆக்ஸைடைத் தருகிறது. நீராவியுடன் இது MgO-ஐயும் ஹைட்ரஜனையும் கொடுக்கிறது. ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், நீர்த்த கந்தக அமிலம் ஆகிய

வற்றுடன் வினைப்பட்டு ஹைட்ரஜனை வெளிவிடுகிறது. அடர் கந்தக அமிலத்துடன் SO_2-ஐத் தருகிறது.

$$Mg+2HCl \rightarrow MgCl_2+H_2$$
$$Mg+H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4+H_2$$
$$Mg+2H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4+2H_2O+SO_2$$

மிக நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் மக்னீசியம் நைட்ரேட்டையும் ஹைட்ரஜனையும் தருகிறது ; அமிலத்தின் அடர்த்தி சிறிது அதிகமானால், அம்மோனியாவும் உண்டாகிறது. இது HNO_3 உடன் வினைப்பட்டு, அம்மோனியம் நைட்ரேட்டைத் தருகிறது.

1. $[Mg+2HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2+2H] \times 4$
2. $HNO_3+8H \rightarrow NH_3+3H_2O$
3. $NH_3+HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$

1+2+3. $4Mg+10HNO_3 \rightarrow 4Mg(NO_3)_2+3H_2O+NH_4NO_3$

இது காரங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை. இது மிகையான நேர்மின் தன்மையுடைய உலோகமாதலால், மற்றப் பல இதனினும் குறைந்த நேர்மின் தன்மை உடைய உலோகங்களை அவைகளின் உப்புகளிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி அடையச் செய்கிறது :

$$Mg+Pb(NO_3)_2 \rightarrow Mg(NO_3)_2+Pb.$$

இதற்கு ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும் தன்மை அதிக அளவில் இருப்பதால், பல ஆக்ஸைடுகளை ஒடுக்குகிறது.

$$Mg \xrightarrow{CO_2} MgO+C$$
$$Mg \xrightarrow{NO} MgO+N_2$$
$$Mg \xrightarrow{SO_2} MgO+MgS$$
$$Mg \xrightarrow{K_2O} MgO+2K$$
$$Mg \xrightarrow{B_2O_3} MgO+B$$

இது நைட்ரஜனுடன் வினைப்பட்டு மக்னீசியம் நைட்ரைடைத் தருகிறது.

$$3Mg+N_2 \xrightarrow{\triangle} Mg_3N_2$$

பொட்டாசியம் குளோரேட்டும் மக்னீசியத் தூள்களும் சேர்ந்த கலவை வெடிச் சத்தத்துடன் எரியும்பொழுது நல்ல வெண்மையான ஒளியைத் தருகிறது.

பயன்கள் : வாணவேடிக்கைப் பொருள்கள், வெடிமருந்துகள் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கவும், ஒளிப்படத்துறையில் ஒளியை உண்டாக்கவும் பயன்படுகிறது. இதன் உலோகக் கலவைகளான மெக்னலியம் (magnalium) (90% Al+10% Mg), டூரலுமின் (Duralumin, Mg, Al, Cu, Mn) போன்றவைகள் மிக இலேசாகவும் உறுதியாகவும் இருப்பதால், ஆகாய விமானங்களின் பாகங்களைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது; மேலும் எலெக்ட்ரான் (electron, 95% Mg+5% Zn) என்ற உலோகக் கலவையைச் செய்ய உபயோகப்படுகிறது. மக்னீசிய ரசக்கலவை நீரிலிருந்து, குளிர்ந்த நிலையிலேயே ஹைட்ரஜனை விடுவிக்கும். இது கரிம வேதியியலில் மிகவும் பயன்படும் கிரிக்நார்டு கரணியைத் (Grignard reagents) தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது. இத்துடன் வேறு உலோக ஆக்ஸைடுகளிலிருந்து ஆக்ஸிஜனை நீக்கவும் இது பயன்படுத்தப்படுகிறது.

மக்னீசியச் சேர்மங்கள்

மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு—மக்னீசியா, MgO (Magnesium oxide) : மக்னீசிய உலோகம் காற்றில் எரியும்பொழுது இது கிடைக்கிறது. மக்னீசியம் கார்பனேட்டை வெப்பச் சிதைவு முறைக்கு உட்படுத்தியும் இதைத் தயாரிக்கலாம் :

$$MgCO_3 \longrightarrow MgO + CO_2$$

மக்னீசியம் ஹைட்ராக்ஸைடை அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடு செய்தும் இதைப் பெறலாம். $MgCl_2$ உடன் நீற்றிய சுண்ணும்பைச் சேர்த்து வீழ்படிவாகப் $Mg(OH)_2$ பெறப்படுகிறது.

$$MgCl_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Mg(OH)_2 + CaCl_2$$
$$Mg(OH)_2 \longrightarrow MgO + H_2O$$

MgO ஓர் இலேசான வெண்மையான பொருள். அதிக வெப்பநிலையில் தான் உருகக்கூடிய தன்மையுடையது; எனவே, எளிதில் உருகா தீக்கற்களைச் செய்ய இது பயன்படுத்தப்படுகிறது. நீருடன் சேர்த்துச் செய்யப்பட்ட இதன் பசை படியும்போது நல்ல வலிமையான திண்மமாக மாறுகிறது; எனவே, கல்வம் (mortar) போன்ற பொருள்களைச் செய்ய இது உபயோகப்படுகிறது. மருத்துவத்தில் வயிற்றில் இருக்கும் அதிகமான அமிலத்தை நடுநிலையாக்குவதற்கும் பயன்படுகிறது.

மக்னீசியம் பெராக்சைடு, MgO_2 (Magnesium peroxide) : மக்னீசியம் சல்பேட்டும் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடும் சேர்ந்த கரைசலுடன் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைச் சேர்த்தால், MgO_2 வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இது சிறிது சிறிதாக ஆக்ஸிஜனை வெளிப்படுத்தி விடுகிறது.

மக்னீசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, $Mg(OH)_2$ **(Magnesium hydroxide) :** மக்னீசிய உப்புக் கரைசலுடன் அம்மோனிய அல்லது பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்த்து வீழ்படிவாகப் பெறப்படுகிறது :

$$MgCl_2+2KOH \longrightarrow Mg(OH)_2+2KCl$$

இது புருசைட் (brucite) என்ற கனிமமாகவும் காணப்படுகிறது. இவ் வீழ்படிவு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, அம்மோனியம் குளோரைடு ஆகியவற்றில் கரைகிறது.

மக்னீசியம் சல்ஃபைடு, MgS **(Magnesium sulphide) :** மக்னீசியம் உப்புக் கரைசலினுள் H_2S-ஐச் செலுத்தி இதைத் தயாரிக்க முடியாது. மக்னீசியத்தைக் கந்தகத்துடன் சேர்த்து ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடில் சூடு செய்தால் இது கிடைக்கிறது. மக்னீசியம் நைட்ரைடுடன் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை வினைபுரியச் செய்தும் இதைத் தயாரிக்கலாம்.

$$Mg_3N_2+5H_2S \longrightarrow 3MgS\downarrow+2NH_4HS$$

மக்னீசியம் குளோரைடு, $MgCl_2$ **(Magnesium chloride) :** கார்னலைட்டை உருக்கி, பின் குளிரச் செய்தால், மக்னீசியம் குளோரைடு ஹெக்சாஹைட்ரேட்டு கலத்தின் கீழ் படிகிறது. உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் குளோரைடை அல்லது குளோரினை மக்னீசியத்துடன் வினைப்படுத்தி நீரற்ற மக்னீசியம் குளோரைடைப் பெறலாம்.

நீருடை மக்னீசியம் குளோரைடு ஒரு நிறமற்ற நீர்க்கும் பொருள். இது ஆல்கஹாலுடன் $MgCl_2.6C_2H_5OH$ என்ற கூட்டுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது. $MgCl_2.6H_2O$-ஐ சூடு செய்வதன்மூலம் $MgCl_2.2H_2O$-ஐப் பெறலாம்; மேலும் இதை நீரற்றதாகச் செய்ய சூடுபடுத்தினுல் பின் கண்ட வினை நடைபெறும் :

$$2MgCl_2.2H_2O \longrightarrow Mg_2OCl_2+3H_2O+2HCl$$

இதன் ஆக்ஸி குளோரைடைக் காற்றில் நன்ருகச் சூடு செய்தால், குளோரின் வெளிவருகிறது.

$$2Mg_2OCl_2+O_2 \longrightarrow 4MgO+2Cl_2$$

அடர் மக்னீசியம் குளோரைடு கரைசலுடன் நீற்றிய மக்னீசியாவைச் சேர்த்தால், மெக்னீய கார கார்பனேட்டுப் ($MgCl_2 . 5MgO . 17H_2O$) பசை கிடைக்கிறது. இதுதான் சோரல் சிமெண்ட் (Sorrel's cement) என்றழைக்கப்படுகிறது. இது வெண்மையான வலுவுடைய பொருளாகப் படிகிறது. இது உடைந்த பீங்கான்களைச் சேர்ப்பதற்கும், செயற்கை முறையில் கற்களைச் செய்வதற்கும், பற்களை இணைப்பதற்கும் பயன் படுகிறது. இது நல்ல மெருகேற்கும் தன்மையுடையது.

மக்னீசியம் புரோமைடு, $MgBr_2$ **(Magnesium bromide) :** இது கடல் நீரில் காணப்படுகிறது. மக்னீசியத்தை புரோமின் ஆவியில் சூடுபடுத்தி இதைத் தயாரிக்கலாம். மக்னீசியம் ஆக்ஸைடை புரோமின் ஆவியில் சர்க்கரை கரி முன்னிலையில் சூடுபடுத்துவதன் மூலமும் தயாரிக்கலாம். இது நீரிலிருந்து படிகமாகும்பொழுது ஹெக்சா ஹைட்ரேட்டாக ($MgBr_2 \cdot 6H_2O$) கிடைக்கிறது.

மக்னீசியம் அயோடைடு, $MgI_2 \cdot 8H_2O$ **(Magnesium iodide) :** இதுவும் கடல் நீரில் காணப்படுகிறது. மக்னீசியம் ஆக்ஸைடை ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலத்தில் கரைப்பதன்மூலம் இதைப் பெறலாம். ஆவியாக்கும்பொழுது இது நீர் உறிஞ்சும் தன்மையுள்ள படிகங்களைத் தருகிறது; இது சிதைந்து அயோடினை வெளிப் படுத்துகிறது.

மக்னீசியம் பெர்குளோரேட்டு, $Mg(ClO_4)_2$ **(Magnesium perchlorate) :** இது 'அன்ஹைட்ரோன்' (anhydron) என்ற பெயரில் வாணிபத்துறையில் ஒரு சிறந்த நீர்நீக்கியாகப் பயன்படுத்தப் படுகிறது. இது மக்னீசிய ஹைட்ராக்ஸைடை பெர்குளோரிக் அமிலத் துடன் வினைப்படுத்தித் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$Mg(OH)_2 + 2HClO_4 \rightarrow Mg(ClO_4)_2 + 2H_2O$$

இதன் நீரிலிக்கு, நீருடன் சேரும் தன்மை அதிக அளவில் இருப்ப தால், நீருடன் சேர்ந்து ஹெக்சாஹைட்ரேட்டை, $Mg(ClO_4)_2.6H_2O$ தருகிறது; இதை 250°-க்குச் சூடுபடுத்தினால் நீர் மூலக்கூறுகள் வெளி யேற்றப்பட்டு, நீரற்ற சேர்மம் மறுபடியும் கிடைக்கிறது.

மக்னீசியம் நைட்ரைடு, Mg_3N_2 **(Magnesium nitride) :** மக்னீசியம் நைட்ரஜனில் எரிந்து மக்னீசியம் நைட்ரைடைத் தருகிறது. இது நீரினால் சிதைந்து மக்னீசியம் ஹைட்ராக்ஸைடையும் அம்மோனி யாவையும் தருகிறது; ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுடன் மக்னீசியம் சல்ஃபைடையும் அம்மோனியாவையும் தருகிறது.

மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டு, $MgSO_4.7H_2O$ **(Magnesium sulphate) :** இது இயற்கையில், கியஸரைட் (Kieserite), $MgSO_4.H_2O$, எப்சம் உப்பு, $MgSO_4.7H_2O$ என்ற இரு கனிமங் களாகக் கிடைக்கிறது. இது பொதுவாகப் பெருமளவில் $MgSO_4.H_2O$ விலிருந்து தயாரிக்கப்படுகிறது. இதை நீரில் படும்படி வைத்தால் நீருடன் சேர்ந்து ஒரு திண்மமாகப் படிகிறது. இது மீண்டும் படிக மாக்கப்பட்டு எப்சம் உப்பு என்ற பெயரில் விற்கப்படுகிறது. இது நீரில் கரையும்; கரைசல் மிகவும் கசப்பாய் இருப்பது நம் எல்லோ ருக்கும் தெரிந்த விஷயம்.

$$MgSO_4.H_2O + 6H_2O \rightarrow \underset{\text{எப்சம் உப்பு}}{MgSO_4.7H_2O}$$

மாக்னஸைட்டு அல்லது டோலமைட்டுடன் கந்தக அமிலத்தை வினைபுரியச் செய்தும் இதைப் பெறலாம். இது கார சல்ஃபேட்டுகளுடன் சேர்ந்து இரட்டை சல்ஃபேட்டுகளைத் ($MgSO_4.K_2SO_4.6H_2O$) தருகிறது. இது $ZnSO_4.7H_2O$, $FeSO_4.7H_2O$ ஆகியவைகளுடன் ஒத்த வடிவுடையதாகக் (isomorphous) காணப்படுகிறது. இது பேதி மருந்தாகவும், சாயம் தோய்ப்பதற்கும், வர்ணங்கள் சோப்புகள் தயாரிப்பதிலும் பயன்படுகிறது.

மக்னீசியம் கார்பனேட்டு, $MgCO_3$ **:** இது மாக்னசைட்டு, டோலமைட்டு என்ற கனிமங்களாகக் கிடைக்கிறது. மக்னீசியம் உப்புக் கரைசலுடன் Na_2CO_3ஐச் சேர்த்தால் கார மக்னீசியம் கார்பனேட்டுக் கிடைக்கிறது.

$$MgSO_4+2NaHCO_3 \rightarrow MgCO_3+Na_2SO_4+H_2O+CO_2$$

சோடியம் கார்பனேட்டை நீர்த்த $MgSO_4$ கரைசலுடன் சேர்த்தால் வெண்மையான வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இதை உலர்த்தினால் மக்னீசியா ஆல்பா, $(MgCO_3)_x \cdot [Mg(OH)_2]_y.ZH_2O$ என்ற வெண்மையான தூள் கிடைக்கிறது. இது மருத்துவத்தில் அமிலத் தன்மையைக் குறைப்பதற்கும், பற்பொடிகள் செய்வதற்கும் பயன்படுகிறது.

மக்னீசியம் பைகார்பனேட்டு, $Mg(HCO_3)_2$ **(Magnesium bicarbonate):** கார்பன் டைஆக்ஸைடைக் கார கார்பனேட்டுக் கரைசலினுள் செலுத்தினால் $Mg(HCO_3)_2$ கிடைக்கிறது. 100 க.செ.மீ.-ல் 12 கிராம் $Mg(HCO_3)_2$ கொண்ட கரைசல் மக்னீசியா ஃபுளூயிட் (Magnesia fluid) என்று அழைக்கப்படுகிறது.

மக்னீசியம் பாஸ்பேட்டு, $Mg_3(PO_4)_2$ **(Magnesium phosphate) :** மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் சோடியம் பாஸ்பேட்டைச் சேர்த்தால் இது கிடைக்கிறது; ஆனால், $MgSO_4$ கரைசலுடன் Na_2HPO_4-ஐச் சேர்த்தால், மக்னீசியம் ஹைட்ரஜன் பாஸ்பேட்டு ($MgHPO_4.3H_2O$) கிடைக்கிறது. மேற்கண்ட பாஸ்பேட்டுகளைச் சுட்டால், மக்னீசியம் பைரோபாஸ்பேட்டு ($Mg_2P_2O_7$) கிடைக்கிறது. மக்னீசியம் உப்புக் கரைசல்களுடன், அம்மோனியம் குளோரைடு, அம்மோனியா, சோடியம் பாஸ்பேட்டு ஆகியவைகளைச் சேர்த்தால், படிக வடிவுடைய மக்னீசியம் அம்மோனியம் பாஸ்பேட்டு $Mg(NH_4)PO_4.6H_2O$ வீழ்படிவு பெறப்படுகிறது; இதையும் சுட்டால், பைரோ பாஸ்பேட்டு கிடைக்கிறது.

$$2Mg(NH_4)PO_4 \xrightarrow[\Delta]{800^\circ} Mg_2P_2O_7+H_2O+2NH_3$$

பண்பறிபகுப்பு : (1) மக்னீசியம் உப்பை நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட்டுடன் சேர்த்து, பசையாக்கிக் கரிக்குழியில் வைத்து, கலவையின்மீது பிரகாசமான புன்சன் சுடர் படும்படி ஊதவும். கிடைக்கும் வெண்ணிறப் பொருளுடன் கோபால்ட் நைட்ரேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்து மீண்டும் சுடர் படும்படி செய்தால், இளஞ்சிவப்பு நிறமுடையதாக மாறும்; (2) மேலும் மக்னீசியம் உப்புக் கரைசலுடன் NH_4Cl, NH_4OH கரைசல்களைச் சேர்த்துப் பின் டைசோடியம் ஹைட்ரஜன் பாஸ்பேட்டைச் சேர்த்தால், படிகம் போன்ற வெண்ணிற வீழ்படிவு உண்டாகும்.

எடையறிபகுப்பு : மக்னீசிய அயனி மேற்குறிப்பிட்டபடி, $MgNH_4PO_4$ வீழ்படிவாக மாற்றப்படுகிறது. பின் இதைச் சுட்டுக் கிடைக்கும் பைரோபாஸ்பேட்டின் எடையைக் கணக்கிட்டு, மக்னீசியத்தின் எடை நிர்ணயிக்கப்படுகிறது.

மக்னீசியத்தை, மக்னீசியம் ஆக்ஸினேட்டு வீழ்படிவாகப் பெற்றும், எடையைக் கண்டறியலாம். மக்னீசியம் ஆக்ஸினேட்டை $[Mg(OC_9H_6N)_2.2H_2O]$ பெறுவதற்கு, மக்னீசியம் உப்புக் கரைசலுடன் 8-ஹைட்ராக்ஸி குனலின் (8-hydroxy quinoline) சேர்க்கப்படுகிறது.

22-c. கால்சியம்
(Calcium)

டேவி என்ற விஞ்ஞானி 1808ஆம் ஆண்டு இவ்வுலோகத்தைச் சுண்ணும்பிலிருந்து பிரித்தெடுத்தார். சுத்தமான உலோகம் 1898ஆம் ஆண்டு மாய்சன் என்பவரால் தயாரிக்கப்பட்டது.

தோற்றம் : இவ்வுலோகம் மற்றத் தனிமங்களுடன் சேர்ந்து சேர்மங்களாகவே இயற்கையில் கிடைக்கிறது. தாவரங்கள், விலங்குகள் ஆகியவற்றின் வளர்ச்சிக்கு இது மிகவும் முக்கியமானது. சுண்ணும்புக் கல், சலவைக்கல் ஆகியவற்றில் இது கார்பனேட்டாக இருக்கிறது. இதனுடைய முக்கியமான கனிமங்கள் பின்வருமாறு :

டோலமைட்டு (Dolomite), $CaCO_3{\cdot}MgCO_3$; ஜிப்சம் (gypsum), $CaSO_4 \cdot 2H_2O$; ஃபுளுர்ஸ்பார் (fluorspar), CaF_2 ; அபடைட்டு (apatite), $3Ca_3(PO_4)_2{\cdot}CaF_2$; பாஸ்போரைட்டு (phosphorite), $Ca_3(PO_4)_2$; லைம் ஃபெல்ஸ்பார் (lime felspar), $CaAl_2Si_2O_8$.

உலோகவியல் : (1) நீரற்ற கால்சிய குளோரைடை அலுமினியத் துடனே சோடியத்துடனே ஒடுக்கமடையச் செய்தால், கால்சியத்தைச் சிறிய அளவில் அடையலாம்.

$$3CaCl_2 + 2Al \xrightarrow{\Delta} 2AlCl_3 \uparrow + 3Ca$$

$$CaI_2 + 2Na \rightarrow 2NaI + Ca$$

(2) கால்சியம் குளோரைடுடன் 16·5% கால்சியம் ஃபுளுரைடைச் சேர்த்து 663°C வரை சூடுபடுத்த வேண்டும். இதை உட்புறம் கிராபைட்டு பூசப்பட்ட இரும்புத் தொட்டியில் எடுத்துக் கொள்ள வேண்டும். நீரினுல் குளிர்விக்கப்பட்ட இரும்புக் குழாய் எதிர்மின் வாயாகவும், கிராபைட்டுத் தண்டுகள் நேர்மின் வாயாகவும் பயன்படு கின்றன. மின்பகுப்பின்போது கால்சியம் எதிர்மின் முனையிலும் குளோரின் நேர்மின் முனையிலும் கிடைக்கின்றன. உண்டாகும் கால்சியம் மேலெழுந்து மேற்பரப்பில் திண்மமாகிறது.

மேற்கண்டபடி தயாரிக்கப்படும் கால்சியம் அவ்வளவு சுத்தமாக இருக்காது. சூன்யத்தில் (Vacuum) 800°-ல் பதங்கமாதல் முறையில் மேற்கண்டதைச் சுத்தம் செய்து சுத்தமான கால்சியத்தை அடையலாம்.

பண்புகள் : இது சாம்பல் நிறமான ஓர் உலோகம். மென்மையானது ; தகடாகவும் கம்பியாகவும் ஆக்கலாம். வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் நன்கு கடத்தும். இதனுடைய ஒப்பு அடர்த்தி – 1·55 ; உருகுநிலை – 851° ; கொதிநிலை – 1439°.

ஈரமான காற்றில் இதன் நிறம் சிறிது மங்குதலடைகிறது ; கால்சியம் ஆக்சைடும், கால்சியம் நைட்ரைடும் உண்டாவதால் பளபளப்புக் குறைந்து மங்கலாக ஆகிறது. காற்றிலோ ஆக்சிஜனிலோ எரித்தால் பிரகாசமாக எரிகிறது. நீருடன் நன்கு வினைபுரிந்து ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது. அமிலங்களுடன் வீரியமாக வினைபுரிகிறது. ஆனால், காரங்கள் இதனுடன் வினைபுரிவதில்லை. ஹைடிரஜன், குளோரின், சல்பர், நைட்டிரஜன், அம்மோனியா ஆகியவற்றுடன் சூடுபடுத்தப்பட்ட நிலையில் வினைபுரிகிறது.

$$Ca \xrightarrow{H_2\ (400\text{–}500)} CaH_2$$

$$Ca \xrightarrow{Cl_2} CaCl_2$$

$$Ca \xrightarrow{S} CaS$$

$$Ca \xrightarrow[\text{(சாதாரண வெப்பநிலை)}]{NH_3} Ca\,(NH_3)_6$$

$$Ca \xrightarrow[\text{(அதிக வெப்பநிலையில்)}]{NH_3} CaH_2 + Ca\,(NH_2)_2$$

பயன்கள் : கரிமச் சேர்மங்களிலிருந்து நீரை அகற்றவும், சிறந்த ஒடுக்கியாகவும், நைட்டிரஜன், ஹைடிரஜன், ஆக்சிஜன் போன்றவைகளை நீக்கவும் கால்சிய உலோகம் பயன்படுகிறது.

கால்சியச் சேர்மங்கள்

கால்சியம் ஹைடிரைடு, CaH_2 **(Calcium hydride):** (1) கால்சிய உலோகத்தை 400 – 500° வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தி ஹைடிரஜனை அதன்மீது செலுத்தினால் இது உண்டாகிறது. (2) திரவ அம்மோனியாவில் இவ்வுலோகத்தைக் கரைத்துக் கிடைத்த கரைசலைச் சூடுபடுத்தி அம்மோனியாவை ஆவியாக்கி வேளியேற்றிய பின்னர் கிடைக்கும்

நுண்ணிய தூளான கால்சியத்துடன் ஹைடிரஜனைச் சேர்த்தால் இது வெகு எளிதில் கிடைக்கிறது.

இது படிக வடிவிலுள்ள நிறமற்ற ஒரு திண்மம். நீரில் எளிதில் வினைபுரிந்து ஹைடிரஜன் வெளிப்படுகிறது.

$$CaH_2+2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2+2H_2$$

இதை 600° வெப்பநிலைக்கு மேல் சூடுபடுத்தினால் சிதைவடைகிறது. இது கார்பன்-டை-ஆக்சைடுடன் வினைபுரிகிறது.

$$CaH_2+2CO_2 \rightarrow Ca(HCOO)_2$$

இது ஓர் அயனிச் சேர்மம். மின்னாற் பகுத்தலின்போது ஹைடிரஜன் நேர்மின் முனையில் தோன்றுகிறது.

இது ஹைடிராலித் (hydrolith) என்ற பெயரில் ஹைடிரஜனைத் தயாரிக்க இராணுவத்தில் பயனாகிறது.

கால்சியம் ஆக்சைடு, CaO (Calcium oxide): கால்சிய நைட்டிரேட்டு, $Ca(OH)_2$ $CaCO_3$ போன்றவைகளைச் செஞ்சூடு வரை சூடுபடுத்தினால் இது கிடைக்கிறது.

$$CaCO_3 \rightleftharpoons CaO+CO_2$$

இது வெண்மையான தூளான பொருள். மிகவும் அதிகமான உருகுநிலை 2570° கொண்டது.

இது நீருடன் எளிதில் வினைபுரிந்து வெப்பத்தை வெளிவிட்டு நீர்த்த சுண்ணாம்பைக் கொடுக்கிறது.

$$CaO+H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

அமிலங்களுடனும், அமில ஆக்சைடுகளுடனும் இது வினைபுரிகிறது. சிலிகாவுடனும், பாஸ்பரஸ் பென்டாக்சைடுடனும் இது அதிக வெப்பநிலையில் வினைபுரிந்து கால்சியம் சிலிகேட்டையும், கால்சியம் பாஸ்பேட்டையும் தருகிறது. ஈரத்தையும், கார்பன்-டை-ஆக்சைடையும் காற்றிலிருந்து இது எளிதில் உறிஞ்சுகிறது.

இச் சேர்மத்தைக் கார்பன்-டை-ஆக்சைடை நீக்கவும், நீரை நீக்கவும் பயன்படுத்தலாம். கால்சியம் கார்பைடு தயாரிக்கவும், ஊதுலைகளில் உட்சுவரைத் தயார் செய்யவும் பயன்படுத்தலாம்.

கால்சியம் பெராக்சைடு, $CaO_2 8H_2O$ (Calcium peroxide): சுண்ணாம்பு நீருடன் ஹைடிரஜன் பெராக்சைடைச் சேர்த்தால், இது வெண்ணிற வீழ்படிவாகத் தோன்றுகிறது. 130°-ல் இது நீரற்றதாக

மாறுகிறது. செஞ்சூட்டில் சிதைந்து கால்சியம் ஆக்சைடையும் ஆக்சிஜனையும் கொடுக்கிறது. இது அமிலங்களால் சிதைகிறது.

கால்சியம் ஹைடிராக்சைடு, $Ca(OH)_2$ **(Calcium hydroxide):** சுட்ட சுண்ணும்பான கால்சியம் ஆக்சைடை நீரில் கரைத்தால் இது உண்டாகிறது.

இது தூளான பொருள்; நீரில் சிறிதளவே கரையும். வெப்பநிலை உயர்ந்தால் இதனுடைய கரைதிறன் குறைகிறது. 450° வெப்பநிலைக்கு மேல் சூடுபடுத்தினல், இது சிதைவடைந்து கால்சியம் ஆக்சைடைக் கொடுக்கிறது. இது காற்றிலிருந்து கார்பன்-டை-ஆக்சைடை உறிஞ்சி கால்சியம் கார்பனேட்டைத் தருகிறது. மிகையான CO_2வுடன் $Ca(HCO_3)_2$ஐத் தருகிறது. இது அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து கால்சிய உப்பையும், குளோரினுடன் சேர்ந்து சலவைத் தூளையும் (bleaching powder) தருகிறது.

அமில வாயுக்களை உறிஞ்சுவதற்கும், சலவைத் தூளைத் தயாரிக்கவும், கண்ணுடி, எரி சோடா, சிமெண்ட் போன்ற பொருள்களைத் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

சோடா லைம் (soda lime): கால்சியம் ஆக்சைடைச் சோடியம் ஹைடிராக்சைடு கரைசலுடன் சேர்த்து நன்ருகச் சூடுபடுத்தி நீரை அகற்றினல் இது கிடைக்கும். இதைச் சோடியம் ஹைடிராக்சைடுக்குப் பதிலாக வாயுக்களை உறிஞ்சுவதற்குப் பயன்படுத்தலாம்.

கால்சியம் ஃபுளுரைடு, CaF_2 **(Calcium fluoride):** ஃபுளுர்ஸ்பார் போன்ற கனிமமாக இது காணப்படுகிறது. கால்சிய உலோகத்தோடு HF அமிலத்தைச் சேர்த்தால் இது கிடைக்கும். CaO, $CaCO_3$, $Ca(OH)_2$ போன்றவைகளையும் கால்சியத்திற்குப் பதிலாக இங்குப் பயன்படுத்தலாம். இது நீரிலும் அமிலத்திலும் சிறிதளவுதான் கரையும்.

இது உலோகவியலில் இளக்கியாகவும், எனுமல், கண்ணுடி, ஃபுளுரின் போன்றவைகளைத் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

கால்சியம் குளோரைடு, $CaCl_2 \cdot 2H_2O$ **(Calcium chloride):** கால்சியம் கார்பனேட்டை ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்தால், கீழ்க்கண்டவாறு வினை நிகழ்கிறது.

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

கிடைக்கும் கரைசலை ஆவியாக்கினல், நீர்க்கும் தன்மையுள்ள வெண்மைநிறப் படிகங்களாக இது கிடைக்கிறது. 200°-ல் $CaCl_2 \, 2H_2O$ உண்டாகிறது. நீரற்ற $CaCl_2$-ஐ அடைய மேலும் சூடுபடுத்த

வேண்டும். இது ஆல்கஹாலில் கரைகிறது; அம்மோனியாவுடன் சேர்ந்து $CaCl_2 \cdot 8NH_3$ என்ற கூட்டுச் சேர்மத்தைக் கொடுக்கிறது.

இது ஒரு சிறந்த உலர்த்தியாகப் பயன்படுகிறது.

சலவைத் தூள், $Ca(OCl)Cl$ **(bleaching powder):** உலர்ந்த $Ca(OH)_2$ ஐக் குளோரின் வாயுவுடன் வினைபுரியச் செய்தால், இது கிடைக்கிறது.

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow CaOCl_2 + H_2O$$

இதைக் குளோரின், நீர்த்த சுண்ணும்பு $Ca(OH)_2$ (slaked lime) ஆகியவைகளை முரணோட்ட (counter current) முறையில் வினை புரியச் செய்வதன்மூலம் அடையலாம். இது குளோரின் நெடியுள்ள வெள்ளையான தூள்; இது நிலையான தன்மையற்றது. ஈரத்தாலும், கார்பன்-டை-ஆக்சைடாலும், அமிலங்களாலும் இது எளிதில் சிதைவடைந்து குளோரினை வெளியேற்றுகிறது.

$$CaOCl_2 + HCl \rightarrow CaCl_2 + HOCl$$
$$HOCl + HOCl \rightarrow H_2O + Cl_2.$$

இது நீரில் சிறிதளவே கரையும்.

இது ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றியாகும். இது லெட் (II) ஆக்சைடை லெட் பெராக்சைடாகவும், மாங்கனஸ் ஆக்சைடை மாங்கனீஸ் டைஆக்சைடாகவும் ஏற்றமடையச் செய்கிறது. கோபால்டு நைட்டிரேட்டு வேகமாற்றியோடு இதைச் சூடுசெய்தால் ஆக்சிஜன் கிடைக்கிறது.

$$2CaOCl_2 \rightarrow 2CaCl_2 + O_2.$$

இதைப் பருத்தி ஆடைகளை வெளுக்கப் பயன்படுத்தலாம். இதற்கு இத் தன்மை இருக்கக் காரணம் இதன் ஆக்சிஜனேற்ற குணமேயாகும்.

$$CaOCl_2 \rightarrow HOCl \rightarrow HCl + [O]$$

சலவைத் தூள் 38% வரை கொடுக்கத்தக்க குளோரினைப் (available chlorine) பெற்றுள்ளது. இதன் அமைப்பு

$$[3Ca(OCl)Cl.Ca(OH)_2 5H_2O]$$

ஆகக் கருதப்படுகிறது. தயாரிக்கும் முறையைப் பொறுத்து $Ca(OH)_2$-ன் அளவு இருக்கும். இதிலுள்ள குளோரின் அளவைக் கண்டறிய அயோடிமெட்ரி பருமனறி முறை பயனுகிறது.

$$Ca(OCl)Cl + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + H_2O \rightarrow Cl_2$$
$$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$$
$$2Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow 2NaI + Na_2S_4O_6.$$

காகிதம், பருத்தி ஆடைகள், துணிகள் முதலியவற்றை வெளுப்பதற்கும் தொற்று நீக்கியாகவும், ஆக்சிஜன், குளோரின், குளோரபாரம் ஆகியவை தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

கால்சியம் புரோமைடு, $CaBr_2.6H_2O$ **(Calcium bromide):** கால்சியம் அயோடைடு $CaI_2\,6H_2O$ ஆகியவைகளை $CaCl_2$ தயாரித்த முறையைப் பின்பற்றியே தயாரிக்கலாம்.

கால்சியம் சல்பைடு, CaS **(Calcium sulphide):** (1) $Ca(OH)_2$ஐ ஹைடிரஜன் சல்பைடுடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தினால் இது உண்டாகிறது.

$$Ca(OH)_2+H_2S\rightleftharpoons CaS+2H_2O.$$

(2) ஜீப்சம், கரி ஆகியவற்றை 900°C-க்குச் சூடுபடுத்தினால் இது கிடைக்கும்.

$$CaSO_4+4C\rightarrow CaS+4CO.$$

இது சிறிதளவே நீரில் கரையும். அதிக வெப்பநிலையில் இது நீரினால் சிதைவடைகிறது.

$$2CaS+2H_2O\rightarrow Ca(OH)_2+Ca(HS)_2$$

ஒளிவிடும் பூச்சுகளை (luminous paints) தயாரிக்க இது பயனாகிறது.

கால்சியம் சல்பேட்டு, $CaSO_4.2H_2O$ **(Calcium sulphate):** ஜிப்சம் என்ற தாதுவாக இது இயற்கையில் கிடைக்கிறது. கால்சியம் குளோரைடு அல்லது கால்சியம் நைட்டிரேட்டுக் கரைசலுடன் நீர்த்த சல்பூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால், இது வெண்மையான படிக வடிவுடைய திண்மமாகக் கிடைக்கிறது.

இது நீரில் சிறிதளவே கரையும். இது சூடான அடர் அம்மோனியம் சல்பேட்டுக் கரைசலில் கரைந்து $[(NH_4)_2SO_4.CaSO_4.H_2O]$ஐக் கொடுக்கிறது.

ஜிப்சம் உப்பைச் சூடுபடுத்தும்போது நிகழும் மாற்றங்கள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன:

$$\underset{\text{(மானோ கினிளிக்)}}{CaSO_4.2H_2O}\overset{\triangle}{\rightleftharpoons}\underset{\text{(ஆர்த்தோராம்பிக்)}}{CaSO_4 2H_2O}\overset{120°C}{\rightleftharpoons}\underset{\text{பிளாஸ்டர் ஆஃப் ஃபாரிஸ்}}{CaSO_4\tfrac{1}{2}H_2O}$$

$$CaSO_4\,\tfrac{1}{2}H_2O\xrightarrow{200°C}2CaSO_4\xrightarrow{\triangle}2CaO+2SO_2+O_2\uparrow$$

பிளாஸ்டர் ஆஃப் பாரிஸ், $2CaSO_4.H_2O$ **(Plaster of Paris):** இது மிகவும் முக்கியமான பொருள். இதைத் தயாரிக்க ஜிப்சம் உப்பை

120°C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்த வேண்டும். இது வெண்மையான தூள்; நீருடன் வீரியத்துடன் வினைபுரிந்து வெப்பத்தை வெளிவிட்டுக் கடினமான துளைகளுள்ள பொருளாக 10 நிமிடத்தில் படிகிறது. இது படிவதைத் தூண்டுவதற்குச் சாதாரண உப்புப் பயனுகிறது. எலும்பு சிகிச்சையில் கட்டுக் கட்ட இதைப் பயனுக்குகிருர்கள். ஜிப்சம் உப்பை அம்மோனியம் சல்பேட்டு உரம் தயாரிக்கப் பயன்படுத்துகிருர்கள்.

கால்சியம் நைட்டிரேட்டு, $Ca(NO_3)$ **(Calcium nitrate):** சுண்ணும்புக்கல்லை நீர்த்த நைட்டிரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்தால் இது கிடைக்கும். இது நீர்க்கும் தன்மையுள்ளது; நீரிலும் ஆல்கஹாலிலும் கரையும் பொருள். சூடுபடுத்தினுல், இது சிதைவடைந்து கால்சியம் ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. இது உரமாகப் பயன்படுகிறது.

கால்சியம் நைட்டிரைடு, Ca_3N_2 **(Calcium nitride):** கால்சியத்தை நைட்டிரஜனுடன் 440°-க்குச் சூடுபடுத்தினுல் இது கிடைக்கும்.

$$3Ca+N_2 \rightarrow Ca_3N_2$$

கால்சியம் அமைடைச் சூடுபடுத்தினுலும் இது உண்டாகும்.

$$3Ca(NH_2)_2 \rightarrow Ca_3N_2+4NH_3$$

இது நீரினுல் சிதைந்து அம்மோனியாவைக் கொடுக்கிறது.

கால்சியம் பாஸ்பேட்டு, $Ca_3(PO_4)_2$ **(Calcium phosphate):** இயற்கையில் பாஸ்போரைட்டு என்ற தாதுவாகவும், மிருகங்களின் எலும்புகளிலும் இது காணப்படுகிறது. கால்சியம் குளோரைடு கரைசலுக்கு டைசோடியம் ஹைடிரஜன் பாஸ்பேட்டையும் அம்மோனியாவையும் சேர்த்தால், இது வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும்.

$$3CaCl_2+2NH_4OH+2Na_2HPO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2\downarrow +4NaCl +2NH_4Cl+2H_2O.$$

இது நீரில் சிறிதளவுதான் கரையும்; நீர்த்த அமிலங்களில் நன்ருகக் கரைகிறது. இது ஒரு சிறந்த உரமாகும். ஆனுல், இதைக் கால்சியம் சூப்பர் பாஸ்பேட்டாக $[Ca(H_2PO_4)_2]$ மாற்றித்தான் பயன்படுத்தலாம். பாஸ்பரஸ், பாஸ்பாரிக் அமிலம் ஆகியவைகளைத் தயாரிக்கவும் இது பயனுகிறது.

கால்சியம் கார்பைடு, CaC_2 **(Calcium carbide):** இது மிக முக்கியமான வாணிபப் பொருள். சுட்ட சுண்ணும்பையும் கரியையும் 2 : 3 என்ற விகிதத்தில் கலந்து 2000° வரை மின் உலையில் சூடு செய்தால் இது உண்டாகிறது.

$$CaO+3C \xrightarrow{2000^\circ} CaC_2+CO\uparrow$$

இது அசிட்டிலின் தயாரிக்கவும், கால்சியம் சயனமைடு தயாரிக்கவும் பயனுகிறது.

$$CaC_2+2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2+C_2H_2$$
$$CaC_2+N_2 \rightarrow CaNCN+C$$

மார்ட்டர் (Mortar): நீர்த்த சுண்ணும்பு, மணல், நீர் ஆகிய வற்றைச் சேர்த்துக் கிடைக்கும் சாந்து போன்ற பொருள்தான் மார்ட்டராகும். இதைக் கல்லின் மேல் பூசியவுடன் நீரைப் படிப்படியாக இழந்து கடினத் தன்மையடைகிறது. அப்போது CO_2-ஐக் கவர்ந்து $CaCO_3$ உண்டாகிறது.

சிமென்ட்டு (Cement): சிமென்டில் உள்ள பொருள்கள் பின்வருமாறு: சிலிக்கா—22% ; மக்னீசியா—2·5% ; சுண்ணும்பு—62% ; அலுமினு—7·5% ; Fe_2O_3—2·5% ; SO_3—1·5%. இதன் அமைப்பைக் கீழ்வருமாறு தோராயமாகக் குறிப்பிடலாம் :

$$3CaO.SiO_2,\ 2CaO.SiO_2,\ 3CaO.Al_2O_3.$$

சுண்ணும்பையும் களிமண்ணையும் தனித்தனியே பொடியாக்கி, உலர்த்திக் கலந்து அரைக்கும் எந்திரத்தில் இட்டு அரைக்கவேண்டும். இத் தூளைச் சுழலும் சூளை ஒன்றில் போட்டு 1400—1600°C வரை சூடு செய்யவேண்டும். அவ் வெப்பநிலையில் சுண்ணும்புக் கல்லும் சிலிக்காவும் அலுமினுவும் சேர்ந்து கால்சியம் சிலிக்கேட்டும் கால்சியம் அலுமினேட்டும் உண்டாகின்றன. இதை கிளிங்கர் (clinker) என்கிறோம். இதை அரைத்து அதனுடன் சுமார் 3% ஜிப்சம் சேர்த்தால், இறுகுவதைச் சீர்படுத்தும் தன்மையுடைய சிமென்ட்டு உண்டாகிறது. இவ்வாறு தயாரிக்கப்பட்ட சிமென்ட்டு நீருடன் கலந்து இறுக்கமடைந்து கெட்டியாகிறது.

பண்பறி பகுப்பு: சுடர்ச் சோதனையின்போது கால்சிய உப்பு செங்கல் சிவப்புநிறச் சுடரை உண்டாக்குகிறது. கால்சிய உப்புடன் அம்மோனியம் குளோரைடு, அம்மோனியம் ஹைடிராக்சைடு, அம்மோனியம் ஆக்சலேட்டு ஆகியவைகளைச் சேர்த்தால் வெண்மை வீழ்படிவு (கால்சிய ஆக்ஸலேட்டு) கிடைக்கிறது.

பருமனறி பகுப்பில் கால்சியம் ஆக்சலேட்டை வீழ்படிவடையச் செய்து, அமிலத்துடன் சேர்த்துப் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலுடன் தரம் பார்க்கவேண்டும்.

எடையறி பகுப்பில் கால்சியம் ஆக்சலேட்டு வீழ்படிவைத் தகனம் செய்து கிடைக்கும் கால்சியம் ஆக்ஸைடின் எடையைக் கண்டுபிடிக்க வேண்டும்.

22-d. ஸ்ட்ரான்ஷியம்
(Strontium)

தோற்றம் : இவ்வுலோகத்தை டேவி என்பவர் 1808ஆம் ஆண்டு கண்டுபிடித்தார். இதனுடைய முக்கியமான கனிமங்கள் பின் வருமாறு: ஸ்டிரான்ஷியனைட் (Strontionite) $SrCO_3$; செலஸ்டின் (Celestine) $SrSO_4$.

உலோகவியல் : இதன் ஆக்சைடை அல்லது குளோரைடை ஒடுக்குவதன்மூலம் இதை அடையலாம்.

I. தெர்மைட்டு முறை : ஸ்ட்ரான்ஷியனைட்டு கனிமத்தை மிகையான சூடுள்ள நீராவியுடன் சூடுபடுத்தினால் கிடைக்கும் ஸ்ட்ரான்ஷியம் ஹைடிராக்சைடை 710°-க்குச் சூடுபடுத்தி வறுக்க SrO கிடைக்கிறது.

$$SrCO_3 + H_2O \rightarrow Sr(OH)_2 + CO_2 \uparrow$$

$$Sr(OH)_2 \xrightarrow[\Delta]{710^\circ} SrO + H_2O$$

செலஸ்டின் தாதுவைக் கரியுடன் சூடுபடுத்தி $NaOH$உடன் சேர்த்தால் கிடைக்கும் $Sr(OH)_2$ஐ முன்பு சொன்னபடி SrOஆக மாற்றலாம்.

$$SrSO_4 + 4C \rightarrow SrS + 4CO \uparrow$$

$$SrS + 2NaOH \rightarrow Sr(OH)_2 \downarrow + Na_2S$$

$$Sr(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} SrO + H_2O$$

மேற்கண்ட முறைகளில் கிடைத்த ஸ்டிரான்ஷியம் ஆக்சைடை அலுமினியத் தூளுடன் சேர்த்து 1400% வரை ஓர் இரும்புக் குழாயில் வெற்றிடத்தில் சூடு செய்ய ஸ்டிரான்ஷியம் உலோகம் கிடைக்கிறது.

$$3SrO + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 3Sr$$

ஆவியாகக் கிடைக்கும் இவ்வுலோகத்தைக் குளிரச் செய்து திண்ம உலோகத்தை அடையலாம்.

II. **மின்பகுப்பு முறை :** ஸ்ட்ரான்ஷியனேட் தாதுவை ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து அதனுள் குளோரினைச் செலுத்த வேண்டும். அப்போது ஏதாவது இரும்பு இருந்தால், அது ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது. இதனுடன் Na_2CO_3ஐச் சேர்த்துக் கொதிக்க வைக்கவேண்டும். ஸ்டிரான்ஷியம் கார்பனேட்டு, ஃபெரிக் குளோரைடுடன் சேர்ந்து ஃபெரிக் ஹைடிராக்சைடைக் கொடுக்கிறது. அதை வடிகட்டி நீக்கிவிட்டுக் கிடைக்கும் கரைசலிலிருந்து படிகவடிவில் $SrCl_2$ஐ அடையலாம்.

இந்த $SrCl_2$உடன் சிறிது KCl சேர்த்துக் கால்சியம் அத்தியாயத்தில் கண்டபடி மின்பகுப்பு நிகழ்த்திய முறையிலேயே மின்பகுப்புச் செய்தால் இவ்வுலோகத்தை அடையலாம்.

பண்புகள் : இது வெள்ளியைப்போன்று பளபளப்பான வெள்ளையான உலோகம். இதனுடைய உருகுநிலை — 800° ; கொதிநிலை — 1366° ; ஒப்பு அடர்த்தி — 2·54. இதைத் தகடாகவும் கம்பியாகவும் செய்யலாம் ; மின்சாரத்தையும் வெப்பத்தையும் நன்கு கடத்தும். உலர்ந்த காற்று இவ்வுலோகத்தைத் தாக்குவதில்லை ; ஆனால், ஈரக்காற்று இதை ஆக்சைடாகவும் ஹைடிராக்சைடாகவும் ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது. இதைக் காற்றில் எரிக்கும்போது வீரியமாக எரிந்து ஸ்டிரான்ஷியம் ஆக்சைடையும், ஸ்டிரான்ஷியம் நைட்டிரைடையும் கொடுக்கிறது. கால்சியத்தைவிட ஸ்டிரான்ஷியம் வீரியம் மிகுந்தது. குளிர்ந்த நீரை இவ்வுலோகம் சிதைத்து ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது. அமிலங்கள் எளிதில் வீரியத்தோடு இவ்வுலோகத்துடன் வினைப்படுகின்றன; ஆனால், காரங்கள் வினைபுரிவதில்லை. சூடுபடுத்தும்போது இவ்வுலோகம் மற்ற அலோகங்களான ஹாலஜன்கள், கந்தகம், நைட்டிரஜன் ஆகியவற்றுடன் வினைபுரிகின்றது. ஒளி மின்கலங்களில் (Photo electric cells) இவ்வுலோகம் பயன்படுகிறது.

ஸ்ட்ரான்ஷியம் சேர்மங்கள்

ஸ்டிரான்ஷியம் ஹைடிரைடு, SrH_2 **(Strontium hydride) :** ஸ்டிரான்ஷியம் இரசக் கலவையினூடே (amalgam) ஹைடிரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினால், இது கிடைக்கிறது. இது கால்சியம் ஹைடிரைடைவிட நிலையானது.

ஸ்ட்ரான்ஷியம் ஆக்சைடு, SrO **(Strontium oxide) :** இவ்வுலோகத்தின் நைட்டிரேட்டு, கார்பனேட்டு, ஹைடிராக்சைடு போன்றவைகளைச் சூடுபடுத்தினால் இது கிடைக்கும். இது வெண்மையான தூள் போன்ற பொருள். இது ஈரத்தையும், கார்பன் டைஆக்சைடையும் எளிதில் உறிஞ்சக்கூடிய தன்மை உடையது. இது நீரில் கரையும்போது வெப்பம் வெளிப்படுகிறது.

ஸ்ட்ரான்ஷியம் பெராக்சைடு, $SrO_2.8H_2O$ (Strontium peroxide): இதன் உப்புக் கரைசலுடன் H_2O_2-ஐ அல்லது Na_2O_2ஐச் சேர்த்தால் இது வெண்ணிறப் பொடியாகக் கிடைக்கிறது. இது நீரில் சிறிதளவுதான் கரையும். சூடுபடுத்தும்போதும் அமிலத்தினுலும் இது சிதைகிறது.

ஸ்ட்ரான்ஷியம் ஹைடிராக்சைடு, $Sr(OH)_2$ (Strontium hydroxide): இவ்வுலோக ஆக்சைடை நீருடன் சேர்த்தால், $Sr(OH)_2$ கிடைக்கிறது. இது நிறமற்ற படிக வடிவில் உள்ள, நீரில் நன்கு கரையும் திண்மம். இதை 100° வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தினுல், SrOஐக் கொடுக்கிறது. இது சர்க்கரையுடன் $2SrO.C_{12}H_{22}O_{11}$ என்ற பொருளைக் கொடுக்கிறது. இதனுள் CO_2ஐச் செலுத்தினுல் $SrCO_3$ வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது; சர்க்கரை நீரில் கரைகிறது. கழிவுப் பாகிலிருந்து சர்க்கரையைப் பிரிக்க இது பயனுகிறது. இந்த உலோகத்தின் குளோரைடு, புரோமைடு, அயோடைடு, நைட்டிரேட்டு, சல்பேட்டு போன்றவைகளைத் தயாரிக்கும் முறைகள், குணங்கள் ஆகியவை கால்சியத்தினுடையவைகளை ஒத்திருக்கின்றன.

பண்பறி பகுப்பு: சுடர்ச் சோதனையின்போது ஸ்ட்ரான்ஷிய உப்புகள் இரத்தச் சிவப்புநிறச் சுடரைக் கொடுக்கின்றன.

பருமனறி பகுப்பு: இதன் ஆக்சலேட்டை அமிலத்துடன் சேர்த்துப் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலுடன் தரம் பார்க்க வேண்டும்.

எடையறி பகுப்பு: இதை ஆக்சலேட்டாக வீழ்படிவடையச் செய்து உலர்த்தி எடையைக் கணக்கிட வேண்டும்.

22-e. பேரியம்
(Barium)

தோற்றம் : உருக்கிய பேரியம் குளோரைடை மின் பகுப்புச் செய்து இவ்வுலோகத்தை டேவி, புன்சன் என்ற விஞ்ஞானிகள் 1808ஆம் ஆண்டு தயாரித்தார்கள். இதனுடைய முக்கியமான கனிமங்கள் பின்வருமாறு : பேரைட்டீஸ் (Barytes) $BaSO_4$; விதரைட்டு (Witherite) $BaCO_3$.

உலோகவியல் : பேரியம் ஆக்சைடு, பேரியம் பெராக்சைடு ஆகியவற்றை 9 : 1 என்ற விகிதத்தில் கலந்து இரும்புக் குழாயில் வெற்றிடத்தில் 1200°-ல் அலுமினியத் தூளுடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தினால், இவ்வுலோகத்தின் ஆவி உண்டாகிறது ; அதைக் குளிர்வித்தால் பேரியம் கிடைக்கிறது.

$$3BaO+2Al \rightarrow 3Ba+Al_2O_3$$

இந்த ஒடுக்கத்தைக் கால்சியம், சிலிகன் போன்றவற்றைப் பயன் படுத்தியும் நிகழ்த்தலாம்.

மின்பகுப்பு முறை : பாதரஸத்தை எதிர்முனையாகக் கொண்டு பேரியம் குளோரைடு கரைசலை மின்பகுப்புச் செய்தால், பேரியம் பாதரசத்துடன் சேர்ந்து ரசக்கலவை உண்டாகிறது. இதை வெற்றிடத்தில் சூடு செய்தால் பாதரசம் ஆவியாகி வெளிச் செல்ல எஞ்சியுள்ள பேரியத்தைப் பெறலாம்.

பண்புகள் : இது வெள்ளி போன்று பளபளப்பான வெண்மையான உலோகம். இதனுடைய உருகுநிலை $-710°$; கொதிநிலை $-1537°$; ஒப்பு அடர்த்தி $-3{\cdot}78$. இது மென்மையான உலோகம் ; தகடாகவும் கம்பியாகவும் ஆக்கலாம் ; மின்சாரத்தையும் வெப்பத்தையும் நன்கு கடத்துகிறது.

தூளாக்கப்பட்ட இவ்வுலோகத்தைக் காற்றில் வைத்தால், தீப் பிடித்து எரிகிறது. ஈரக்காற்றில் ஆக்சைடாகவும், ஹைடிராக்சைடாக

வும், கார்பனேட்டாகவும் ஏற்றமடைகிறது. இதைச் சூடுபடுத்தினால், பேரியம் ஆக்சைடும் பெராக்சைடும் உண்டாகின்றன; அப்போது வெப்பமும் ஒளியும் உண்டாகிறது. இது கால்சியம், ஸ்டிரான்ஷியம் ஆகியவற்றை விட வீரியம் மிகுந்தது; எளிதில் குளிர்ந்த நீரைச் சிதைக்கிறது. அமிலங்களுடன் வீரியத்துடன் வினைபுரிகிறது; ஆனால், காரங்களுடன் வினைப்படுவதில்லை. ஹைடிரஜன் ஹாலஜன்கள், நைட்டிரஜன், கார்பன், கந்தகம் போன்ற அலோகங்களுடன் சூடுற்ற நிலையில் பேரியம் வினைபுரிகிறது. இது ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கி. பேரியம்-மக்னீசியம், பேரியம்-மக்னீசியம்-அலுமினியம் உலோகக் கலவைகள், ரேடியோ வால்வுகள், வெற்றிடக் குழாய்கள் (vacuum tubes) ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகின்றன.

பேரியம் சேர்மங்கள்

பேரியம் ஆக்சைடு, BaO (Barium oxide): (1) பேரியம் ஹைடிராக்சைடு, நைட்டிரேட்டு ஆகியவற்றைச் செஞ்சூட்டு நிலைக்குச் சூடு செய்தால் இது உண்டாகிறது. (2) பேரியம் கார்பனேட்டுடன் கரியைச் சேர்த்து 800° வரை சூடுபடுத்தினாலும் இது கிடைக்கிறது.

$$BaCO_3 + C \rightarrow BaO + 2CO$$

இது வெண்மை நிறத் தூள்; நீருடன் வினைப்பட்டு வெப்பத்தை வெளிவிடுகிறது. கால்சியம், ஸ்டிரான்சியம் ஆக்சைடுகளைவிட இது நீரில் நன்ருகக் கரையும். இது ஒரு வீரியமான கார ஆக்சைடு. ஆகையால், காற்றிலுள்ள கார்பன் டைஆக்சைடுடனும், நீருடனும் எளிதில் வினைபுரிகிறது. இதை BaO_2 தயாரிக்கவும், உலர்த்தியாகவும் பயன்படுத்தலாம்.

பேரியம் பெராக்சைடு, BaO_2 (Barium peroxide): கார்பன் டைஆக்சைடும் ஈரமும் அற்ற காற்றில் அல்லது ஆக்சிஜனில் BaOஐ 500° வரை சூடுபடுத்தினால் இது கிடைக்கிறது.

$$2BaO + O_2 \rightleftharpoons 2BaO_2 \quad \Delta H = 24200 \text{ கலோரிகள்.}$$

800° வெப்பநிலையில் BaO_2 சிதைந்து ஆக்சிஜனைக் கொடுக்கிறது. இது ஒரு மீள்வினை (Reversible reaction).

குளிர்ந்த $Ba(OH)_2$ கரைசலுடன் ஹைடிரஜன் பெராக்சைடைச் சேர்த்தால், $BaO_2.8H_2O$ படிகங்களாகக் கிடைக்கும். இதை 130° வரை சூடாக்கினால், நீரற்ற BaO_2 கிடைக்கிறது.

இது நிறமற்ற தூள் போன்ற பொருள்; நீரில் மிகச் சிறிதுதான் கரையும். இது இரும்பு (II) உப்புகளை ஏற்றமடையச் செய்கிறது. ஆனால், ஃபெரிசயனைடை ஒடுக்குகிறது.

$$BaO_2 + 2K_3Fe(CN)_6 \rightarrow K_6Ba[Fe(CN)_6]_2 + O_2 \uparrow$$

இது நீர்த்த அமிலங்களுடன் H_2O_2 கொடுக்கிறது.

$$BaO_2+H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4+H_2O_2$$

அதனால் இது H_2O_2 தயாரிக்கப் பயனுகிறது.

பேரியம் ஹைடிராக்சைடு, $Ba(OH)_2$ (Barium hydroxide) : அதிவெப்பமுள்ள நீராவியை பேரியம் கார்பனேட்டுடன் சேர்ப்பதாலோ, பேரியம் ஆக்சைடை நீருடன் சேர்ப்பதாலோ இதை அடையலாம்.

$$BaO+H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$$

இது ஒரு வெண்மையான தூள். இதன் உருகுநிலை 325°C. இதைத் தகனம் செய்தால் ஆக்சைடு கிடைக்கிறது. இது நீரில் கரையும். இதன் கரைசல் காரத்தன்மை உடையது. பெரைட்டா (Baryta) என்றழைக்கப் படும் இதன் கரைசலை அமிலங்களுடன் தரம் பார்ப்பதற்குப் பயன் படுத்தலாம். ஆனால், காற்றுப்படாமல் இதை வைக்கவேண்டும்; ஏனென்றால், காற்றிலுள்ள CO_2 இதனுடன் சேர்ந்து கரையாத $BaCO_3$ வீழ்படிவாக இது மாறிவிடும். இது கரையாத சேக்கரேட்சுகளை சர்க்கரையுடன் தருகிறது. ஆகையால், இதைச் சர்க்கரையைச் சுத்தம் செய்யப் பயன்படுத்தலாம்.

பேரியம் குளோரைடு, $BaCl_2 2H_2O$: (1) விதரைட்டு ($BaCO_3$) என்ற தாதுவுடன் நீர்த்த ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால், இது உண்டாகிறது. (2) பெரைட்டீஸ் ($BaSO_4$) என்ற தாதுவுடன் கார்பன், கால்சியம் குளோரைடு ஆகியவற்றைச் சேர்த்து மிகவும் சூடாக்கிப் பின்னர் நீருடன் கரைக்க வேண்டும். CaO-ஐ இதனுடன் சேர்த்தால் அதிலுள்ள கால்சியம் சல்பைடு [$CaO \cdot CaS$] என்ற இரட்டை உப்பாக வீழ்படிவடைகிறது. இதை வடிகட்டி நீக்கிவிடலாம்.

$$BaSO_4+CaCl_2+4C \rightarrow BaCl_2+CaS+4CO \uparrow$$

இது ஒரு நிறமற்ற படிக வடிவிலுள்ள திடப்பொருள்; நீரில் நன்கு கரைகிறது; ஆனால், அடர் HCl அமிலத்தில் கரையாது. இதைச் சூடாக்கினால் நீரை இழந்து நீரற்ற $BaCl_2$ உண்டாகிறது. மருத்துவத்திலும் ஒளிப்படவியலிலும் இது பயனுகிறது.

பேரியம் சல்பேட்டு, $BaSO_4$ (Barium sulphate) : பேரிய உப்புக் கரைசலுடன் நீர்த்த சல்பூரிக் அமிலத்தையோ அல்லது கரையும் உலோக சல்பேட்டுக் கரைசலையோ சேர்த்தால் இது வெண்மையான, கனமான வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இவ் வீழ்படிவு நீரில் சிறிதளவே கரையும்.

காகிதத்தை கிளேஸ் செய்யவும், ரப்பர், தோல், பீங்கான் தொழில்களிலும் இது பயன்படுகிறது; பெர்மனன்ட் ஒயிட் என்ற

பெயரில் லித்தோபோன் (lithophone) பெயின்ட் செய்யப் பயன் படுகிறது.

பேரியம் சல்பைடு, BaS (Barium sulphide): பெரைட்டீசை யும் கார்பனையும் வெண் சூடாகும்வரை சூடுபடுத்தினால், இது கிடைக்கும்.

$$BaSO_4+4C\rightarrow BaS+4CO\uparrow$$

தொழிற்சாலை முறையில் பேரியம் கார்பனேட்டுடன் CS_2-ஐச் சேர்ப்பதன் மூலம் இது தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$2BaCO_3+CS_2\rightarrow 2BaS+3CO_2$$

இது வெண்மையான திடப்பொருள்; நீரினால் எளிதில் பகுக்கப்படு கிறது.

$$2BaS+2H_2O\rightarrow Ba(HS)_2+Ba(OH)_2$$

பளபளப்பான பெயின்டுகள் தயாரிக்கவும், லித்தோபோன் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

பேரியம் நைட்டிரேட்டு, $Ba(NO_3)_2$ (Barium nitrate): பேரியம் ஹைடிராக்சைடு, பேரியம் கார்பனேட்டு அல்லது பேரியம் ஆக்சைடுடன் நீர்த்த நைட்டிரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால், இது கிடைக் கிறது. தொழிற்சாலை முறையில் பேரியம் குளோரைடையும் சோடியம் நைட்டிரேட்டையும் கலந்து கிடைக்கும் பேரியம் நைட்டிரேட்டு பின்னப் படிகமாக்கல் முறையில் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இது நிற மற்ற படிகத் திண்மம். நீரில் கரையக்கூடியது. இதைச் சூடுபடுத்தி னால் சிதைந்து பேரியம் ஆக்சைடைக் கொடுக்கிறது. இது BaO, BaO_2 ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கவும், வாண வேடிக்கைகள், மத்தாப்பு கள் செய்வதற்கும் பயன்படுகிறது.

பேரியம் கார்பனேட்டு, $BaCO_3$ (Barium carbonate): இயற்கையில் விதரைட் என்ற கனிமமாகக் கிடைக்கிறது. பேரியம் உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் கார்பனேட்டைச் சேர்ப்பதனாலோ அல்லது பெரைட்டா கரைசலினுள் கார்பன் டைஆக்சைடைச் செலுத்தினாலோ இதை வெண்மையான வீழ்படிவாகப் பெறலாம்.

இது நிறமற்ற, நீரில் சிறிதே கரையும் தூள் போன்ற பொருள். இது நீர்த்த அமிலங்களில் எளிதில் கரைகிறது; கனமான கண்ணாடிகள் தயாரிக்கவும், பெயின்ட் தொழிற்சாலையிலும் பயன்படுகிறது.

பேரியம் குரோமேட்டு, $BaCrO_4$ (Barium chromate): பேரியம் உப்புக் கரைசலுடன் பொட்டாசியம் குரோமேட்டுக் கரைசலைச்

சேர்த்தால் மஞ்சள் நிற வீழ்படிவாக இது கிடைக்கிறது. இது நீரிலும் அசிட்டிக் அமிலத்திலும் சிறிதுதான் கரையும். ஆனால், அமிலங்களில் எளிதில் கரைகிறது.

பகுப்பு முறை : பேரியத்தின் உப்புகள் சுடர்ச் சோதனையின் போது இலேசான ஆப்பிள் பச்சை நிறச் சுடரை உண்டாக்குகிறது. இதனுடைய உப்புக் கரைசலுக்கு நீர்த்த சல்பூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால், வெண்மையான அடர் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரையாத $BaSO_4$ வீழ்படிவு கிடைக்கிறது.

எடையறி பகுப்பு முறை : பேரியத்தைச் சல்பேட்டாக வீழ்படிவடையச் செய்து 110°-ல் உலர்த்தி எடையைக் கண்டுபிடிக்கலாம்.

பருமனறி பகுப்பு முறை : பேரியம் குரோமேட்டாக வீழ்படிவடையச் செய்து அமிலத்தில் அதைக் கரைத்து அதனுடன் பொட்டாசியம் அயோடைடைச் சேர்த்து, வெளிப்படும் அயோடினைச் சோடியம் தயோசல்பேட்டுக் கரைசலுடன் தரம் பார்க்கவேண்டும்.

22-f. ரேடியம்
(Radium)

வரலாறு : ஹென்றி பெக்குரேல், யுரேனியம் உப்புகளில் 1896ஆம் வருடத்தில் அவைகளினுடைய கதிரியக்கத்தைக் கண்டுபிடித்தார். க்யூரி அம்மையாரும், அவரது கணவரும் பிட்சு பிளெண்டு தாதுவி லிருந்து யுரேனியம் முழுவதையும் நீக்கியபின் பெறப்பட்ட கசடில் (residue) மிக்க கதிரியக்கமுள்ள பொருள் இருப்பதாகக் கண்டனர்; இக் கசடிலிருந்து 1898ஆம் வருடம் ரேடியத்தை இத் தம்பதிகள் பிரித்து எடுத்துக் கண்டுபிடித்தனர். ஒரு டன் எடை பிட்ச் பிளெண்டு தாதுவி லிருந்து சுமார் 0·4 கிராம் எடையுள்ள ரேடியத்தைப் பிரித்தெடுத்தனர்.

ரேடியம் ஒரு கதிரியக்கமுள்ள உலோகம். ஒரு கிராம் எடையுள்ள ரேடியம் ஒரு செகண்டில் $3{\cdot}70 \times 10^{10}$ ஆல்ஃபா துகள்களை வெளிவிடு கிறது. கதிரியக்கச் சிதைவின் அலகாக (unit) இந்த எண் கருதப் பட்டு, இது க்யூரி அம்மையின் நினைவாக, க்யூரி (Curie) என்று அழைக்கப்படுகிறது. இயற்கையில் கிடைக்கும் 226 ரேடியம் ஐசோ டோப்பின் பாதிச் சிதைவு நேரம் (half-life period) = 1622 வரு டங்கள். இவ் ஐசோடோப்புதான் நீண்டநாள் கதிரியக்கத்தால் சிதை யாமல் இருக்கிறது. மற்றைய ரேடிய ஐசோடோப்புகள் மிகக் குறுகிய பாதிச் சிதைவு நேரம் பெற்றவை :

$^{223}Ra = 11{\cdot}2$ நாள்கள்; $^{224}Ra = 3{\cdot}64$ நாள்கள்; ^{228}Ra (மிசோதோரியம்) $= 6{\cdot}7$ வருடங்கள். இயற்கையில் கிடைக்கும் ரேடியம் 226 ஐசோடோப்பு ஓர் ஆல்ஃபா துகளை இழந்து ரேடான் (Radon) என்னும் கதிரியக்கத் தன்மையுள்ள மந்த வாயுவாகச் சிதைகிறது.

$$^{226}_{88}Ra \rightarrow ^{222}_{86}Rd + ^{4}_{2}\alpha + \gamma \text{ கதிர்கள்}$$

தோற்றம் : யுரேனியம் கிடைக்கும் பிட்சு பிளெண்டு மற்றும் கார்னோடைட்டு போன்ற எல்லாத் தாதுக்களிலும் ரேடியமும் காணப்

படுகிறது ; ஏனெனில், யுரேனியம், தொடர்ந்த கதிரியக்கச் செயலின் விளைவாக ரேடியமாக மாற்றமடைகிறது. இத் தாதுக்களைப்பற்றிய முழு விவரங்களையும் யுரேனியம் அத்தியாயத்தில் காணலாம்.

ரேடியத்தைப் பிரித்தெடுத்தல் : பொடி செய்து வறுக்கப்பட்ட பிட்சு பிளெண்டு தாதுவுடன் $NaCl$ மற்றும் $NaNO_3$ஐச் சேர்த்து மறுபடியும் மிக வெப்பமான நிலையில் வறுத்துக் குளிரச் செய்ய வேண்டும். பிறகு நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் பெறப்பட்ட கலவையைக் கரைத்து வடிகட்ட வேண்டும். மூலக்கரைசலை அப்புறப்படுத்த வேண்டும். கசடில், Ra, Ba, Pb, Cu, Mn, U முதலியவைகளின் சல்பேட்டுகள் மற்றும் $AgCl$ உள்ளன. இத்துடன் பேரியம் குளோரைடு மற்றும் HClஐச் சேர்த்துப் பெறப்பட்ட $BaSO_4$ உடன் மிகக் குறைந்த அளவிலுள்ள $RaSO_4$-ம் சேர்ந்து மற்ற மாசுகளான SiO_2, $AgCl$, $PbSO_4$ உடன் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும். இதை வடிகட்டினால் கரைசலில் U, Cu, Mn போன்ற உப்புகள் இருக்கும். இதை அப்புறப்படுத்த வேண்டும். வீழ்படிவைச் சோடியம் தயோசல்பேட்டுக் கரைசலில் ($Na_2S_2O_3$) சேர்த்தால், $AgCl$ஐக் கரைத்துப் பிரித்துவிடலாம். எஞ்சிய கசடுடன் $NaOH$ கரைசலைச் சேர்த்துக் கொதிக்க வைத்தால், இது கரைசலில் சோடியம் பிளம்பேட்டாக இருக்கும். இதை வடிகட்டி எஞ்சிய கசடைச் சோடியம் கார்பனேட்டுடன் உருக்கிப் பின்னர் HCl-ல் கரைக்க வேண்டும். இதிலிருந்து வடிகட்டிப் பெறப்படும் கசடாகிய SiO_2ஐ நீக்கினால், கரைசலில் ரேடியம் மற்றும் பேரியம் குளோரைடு உப்புகள் எஞ்சியிருக்கும். இவ்விரு உப்புகளைப் பின்னப் படிகமாக்குதலின் (fractional crystallisation) மூலம் தனித்தனியே பிரித்தெடுத்து ரேடியம் குளோரைடைப் பெறலாம்.

உலோகவியல் : ரேடியம் குளோரைடு கரைசலை மின்னாற்பகுத்தலுக்கு உட்படுத்தி மெர்க்குரி எதிர்முனையில் ரேடியத்தின் ரசக் கலவையைப் பெறலாம். இங்குப் பிளாட்டினம்-இரிடியத்தாலான உலோகம் நேர்மின்முனையாக உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. ரசக் கலவையை ஹைடிரஜன் சூழ்நிலையில் காய்ச்சி வடிப்பதன்மூலம் தூய ரேடிய உலோகத்தைத் தனியே பெறலாம். சாதாரணமாக ரேடியம் புரோமைடு அல்லது ரேடியம் சல்பேட்டு உப்புகள் கண்ணாடிக் கலன்களில் சீல்செய்து, தடித்த லெட்டு தகடுகளால் மூடப்பட்டு ஏற்றுமதி செய்யப்படுகிறது.

பண்புகள் : இது வெண்மையான உலோகம். காரமண் உலோகங்களைப் போல் நீருடன் வினைப்பட்டு ஹைடிராக்ஸைடையும் ஹைடிரஜனையும் தருகிறது. பல பண்புகளில் ரேடியச் சேர்மங்கள்

காரமண் உலோகச் சேர்மங்களை ஒத்திருக்கின்றன. காரமண் உலோகக் குடும்பத்தில் ரேடியம் சேர்ந்துள்ளதால் ரேடியத்தின் சல் பேட்டுகள், கார்பனேட்டுகள், ஃபுளூரைடுகள், குரோமேட்டுகள் மற்றும் பாஸ்பேட்டுகள் முதலியன மிகக் குறைந்த கரைதிறனுள்ளவை.

சேர்மங்கள்

ரேடியத்தின் சேர்மங்கள் ஒளியற்ற புன்சன் சுடருக்குக் கருஞ் சிகப்பு நிறத்தைக் கொடுக்கின்றன. பண்புகளில் ரேடியத்தின் சேர்மங்கள் பேரியத்தின் சேர்மங்களைப் பெரிதும் ஒத்திருக்கின்றன. ஆனால், ரேடிய உப்புகள் கார உலோக உப்புகளைவிட நீரில் குறைந்த கரைதிறனுள்ளவை. தூய ரேடிய உலோகமோ அல்லது அதனது தூய உப்புகளோ சுய ஒளியற்றவை; ஆனால், மாசுகள் இருந்தால், அவைகள் ஒளியுடன் இருக்கும்.

பயன்கள் : ரேடியமும் அதனிலிருந்து பெறப்படும் ரேடானும் கதிரியக்கமுள்ளவை. இவைகளிலிருந்து வெளிவரும் கதிர்களைப் புற்று நோயைக் குணமாக்கப் பயன்படுத்துகிறார்கள். ரேடியம் உப்புகள் மிகவும் விலை அதிகமானவை. அதனால் தற்காலத்தில் கதிரியக்கமுள்ள கோபால்ட்டை [^{60}CO] இதற்குப் பதிலாகப் பயன்படுத்துகிறார்கள். அணு உலைகளில் கதிரியக்கமுள்ள கோபால்ட்டை மிகக் குறைந்த விலையில் தயாரிக்கிறார்கள்.

ரேடிய உப்புகள் ஒளிதரும் பெயின்டுகளில் பயன்படுத்தப் படுகின்றன. இத்தகைய பெயின்டு பூசப்பட்ட கடிகாரத்தின் முகப்புகள் இருட்டில் நன்கு தெரியும். ரேடிய உலோகத்தையும் அதன் உப்பு களையும் தடித்த காரீய (லெட்) கவசம் உள்ள கலன்களில் வைத்துப் பாதுகாக்க வேண்டும்; ஏனெனில், இவற்றிலிருந்து வெளிவரும் கதிர்கள் உடலுக்கு ஊறு செய்யும் தன்மையன.

22-ஓ. துத்தநாகம்
(Zinc)

தோற்றம் : இவ்வுலோகம் பெருவாரியாகக் கிடைக்கிறது. ஆனால், இதனுடைய தாதுக்களுடன் தாமிரம், வெள்ளி, லெட், பிளாட்டினம் போன்ற உலோகங்கள் சேர்ந்தே உள்ளன. பாம்பின் விஷத்திலும் (0·1—0·6%) பிராணிகளின் செல்களிலும் இது காணப்படுகிறது. இதனுடைய முக்கியமான தாதுக்கள் பின்வருமாறு :

சிங்க் பிளண்டு (Zinc blende), ZnS ; சிங்கைட் (Zincite), ZnO ; கேலமைன் (Calamine), $ZnCO_3$; பிராங்கிலிணைட் (franklinite), $Zn(FeO_2)_2$; வில்லிமணைட் (willemenite), Zn_2SiO_4.

ஆஸ்திரேலியா, மெக்சிகோ, யு.எஸ்.ஏ., ஜெர்மனி, இங்கிலாந்து, கனடா, பெல்ஜியம், பர்மா போன்ற நாடுகளில் இது கிடைக்கிறது. இந்தியாவில் ராஜஸ்தான் மாகாணத்தில் இது காணப்படுகிறது.

உலோகவியல் : இவ்வுலோகத்தை அடையப் பயன்படும் முக்கியமான தாதுக்கள், சிங்க் பிளண்டும் கேலமைனும் ஆகும். இதனுடைய தாதுவை முதலில் நுரை மிதப்பு முறையால் அடர்ப்பிக்கவேண்டும்.

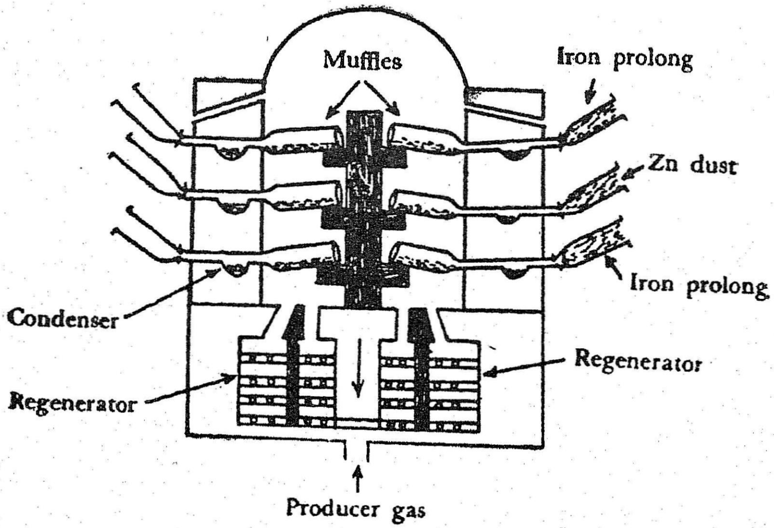
வறுத்தல் : அடர்ப்பிக்கப்பட்ட தாது கார்பனுடன் சேர்த்து ஓர் உலையில் வறுக்கப்படுகிறது. அப்போது சிங்க் ஆக்சைடு கிடைக்கிறது.

$$ZnCO_3 \rightarrow ZnO + CO_2$$

$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$$

கேலமைன் தாதுவை ஷேப்ட் உலையில் (shaft furnace) சுட வேண்டும். சிங்க் பிளண்டாக இருந்தால் எதிர்வெப்ப உலையில் சுட வேண்டும். இங்கு உண்டாகும் சல்பர் டைஆக்ஸைடை சல்பூரிக்

அமிலம் தயாரிக்கப் பயன்படுத்தலாம். சிங்க் பிளண்டை வறுக்கும் போது வெப்பநிலை 900°-க்குக் குறைவாக இருக்கவேண்டும்; இல்லாவிடில் சிங்க் சல்பேட்டு உண்டாகிவிடும். அது ஒடுக்கமடைந்து மீண்டும் ZnS உண்டாக்கிவிடும்.



படம் 43.

மேற்கண்ட முறையில் கிடைத்த சிங்க் ஆக்சைடைக் (ZnO) கார்பனுடன் சேர்த்து வாலைகளில் எடுத்துக்கொண்டு புரொட்யூசர் வாயுவால் 1300—1400° வரை சூடுசெய்யவேண்டும். அப்போது சிங்க் ஆக்சைடு ஒடுக்கமடைகிறது.

$$ZnO + C \rightarrow Zn + CO$$

இந்த வாலைகள் ஒரு பக்கம் மூடியும் மற்ருெரு பக்கம் திறந்தும் இருக்கின்றன. திறந்த பக்கம் களிமண்ணுல் ஆன குழாய் பொருத்தப் பட்டுள்ளது. இது சிங்கின் ஆவியைக் குளிர்விக்கப் பயன்படுகிறது. இப்படிக் கிடைக்கும் சிங்க்குடன் சிறிது கேட்மியமும் சேர்ந்திருக்கும். லெட்டு, ஆர்சனிக், இரும்பு, தாமிரம், சிலிகன், சிங்க் ஆக்ஸைடு போன்றவைகளும் சேர்ந்திருப்பதுண்டு. இதை மின்பகுப்பு முறையால் சுத்தம் செய்கிருர்கள்.

மின்பகுப்பு முறை: சல்பூரிக் அமிலம் கொண்ட சிங்க் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலில் பண்படாத சிங்க்கை நேர்மின் முனையாகவும் அலுமினி

யத் தகட்டை எதிர்மின் முனையாகவும் பயன்படுத்தி மின்பகுப்பு செய்தால் எதிர்மின் முனையில் தூய சிங்க் படியும்.

பண்புகள் : இது நீலம் கலந்த வெள்ளையான உலோகம் இதனுடைய உருகுநிலை —419°; கொதிநிலை —907° ; ஒப்பு அடர்த்தி —7·1 ; இது கடினமான நொறுங்கக்கூடிய உலோகம். இவ்வுலோகம் மென்மையான தகடாக்கத்தக்கதாக 100—150° வெப்பநிலையில் மாறுகிறது; ஆனால், 200°-ல் நொறுங்கத்தக்கதாக மாறுகிறது. வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் நன்கு கடத்துகிறது; பாதரசத்துடன் சேர்ந்து ரசக்கலவையை உண்டாக்குகிறது. இதனால் சிறந்த உலோகக் கலவைகளை உண்டாக்க முடியும்.

உலர்ந்த காற்று இதனுடன் வினைபுரிவதில்லை; ஆனால், ஈரமான காற்று இதனுடன் வினைப்பட்டு வெண்மையான கார கார்பனேட்டு [$ZnCO_3 3Zn(OH)_2$] உண்டாகி இதன்மேல் படிகிறது. குளிர்ந்த நீர் இதனுடன் வினைபுரிவதில்லை; ஆனால், செஞ்சூடான நிலையிலுள்ள சிங்க் இதனுடன் வினைபுரிந்து ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது. நீர்த்த அமிலங்கள் இவ்வுலோகத்துடன் வினைபுரிகின்றன. சுத்தமான உலோகம் மெதுவாகவும் தூய்மையற்ற உலோகம் வீரியத்தோடும் அமிலங்களுடன் வினைபுரிகிறது. நைட்டிரிக் அமிலம் இவ்வுலோகத்துடன் வினைபுரியும் முறை உலோகத்தின் அடர்த்தியைப் பொறுத்துள்ளது.

$$4Zn + 10HNO_3 \xrightarrow[\text{அமிலம்}]{\text{நீர்த்த}} 4Zn(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O \uparrow$$

$$Zn + 4HNO_3 \xrightarrow[\text{அமிலம்}]{\text{அடர்}} Zn(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$

இது நேர்மின் உலோகமாக இருந்தபோதிலும், காரங்களில் கரைந்து ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது ; ஆகையால், இவ்வுலோகம் ஈரியல்புள்ளது.

$$Zn + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2 \uparrow$$

தாமிரம், வெள்ளி, தங்கம் போன்ற உலோகங்களைவிட இது நேர்மின் தன்மை அதிகமாய்ப் பெற்றுள்ளது. அவைகளின் உப்புக் கரைசலிலிருந்து சிங்க் அவ்வுலோகங்களை வெளியேற்றுகிறது.

இது ஓர் ஒடுக்கியாகவும் பயனாகிறது. ஃபெரிக் உப்பை ஃபெரசாகவும், நைட்டிரேட்டை அம்மோனியாவாகவும் ஒடுக்குகிறது.

$$Fe_2(SO_4)_3 + Zn \rightarrow 2FeSO_4 + ZnSO_4$$

$$7NaOH + NaNO_3 + 4Zn \rightarrow NH_3 \uparrow + 4Na_2ZnO_2 + 2H_2O$$

சிங்க் ரசக்கலவை ஒரு சிறந்த ஒடுக்கியாகும்.

பயன்கள் : நாகமுலாம் பூச இது பயன்படுகிறது. சிங்க் முலாம் பூசப்பட்ட இரும்பு துருப்பிடிப்பதில்லை. இரும்புத் தகட்டை உருகிய துத்தநாகத் திரவத்தில் அமிழ்த்தி எடுத்தால், நாகமுலாம் பூசப்பட்ட தகடு கிடைக்கும். உலர்ந்த மின்கலங்களில் சிங்க் எதிர் மின்முனைத் தகடாகப் பயன்படுகிறது. இதைக் கொண்டு மிகவும் பயனுள்ள உலோகக் கலவைகளைத் தயாரிக்கலாம். அவையாவன : பித்தளை (Cu 70 to 80% + Zn 20 to 30%); ஜெர்மன் சில்வர் (Cu 50% to 60% + Zn 30% to 20% + Ni 20%); முன்ட்ஸ் மெட்டல் (Cu 60% + Zn 40%). துத்தநாகப் பொடியைச் சோதனைச்சாலைகளில் ஒடுக்கியாகப் பயன்படுத்துகிறார்கள்.

சிங்க்கின் சேர்மங்கள்

சிங்க் ஹைடிரைடு, ZnH_2 (Zinc hydride) : டைமெத்தில் சிங்க்குடன் அல்லது ஈதரில் கரைக்கப்பட்ட துத்தநாக அயோடைடு கரைசலுடன் லித்தியம் அலுமினியம் ஹைடிரைடைச் சேர்த்தால், இது கிடைக்கும்.

$$(CH_3)_2Zn + LiAlH_4 \rightarrow LiAl(CH_3)_2H_2 + ZnH_2$$

$$ZnI_2 + 2LiAlH_4 \rightarrow ZnH_2 + 2AlH_3 + 2LiI$$

சிங்க் ஆக்ஸைடு, ZnO (Zinc oxide) : துத்தநாகத்தைக் காற்றில் எரித்துக் கிடைக்கும் துத்தநாக ஆக்சைடு ஆவியைக் குளிர வைத்தால் இது கிடைக்கும். இது வெண்ணிறத் தூள்; நீரில் கரையாது. இது ஈரியல்பு உடைய ஆக்சைடு. இது அமிலங்களிலும் காரங்களிலும் கரைகிறது.

$$ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

$$ZnO + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$

இது சூடுற்ற நிலையில் மஞ்சளாகவும் குளிர்ந்த நிலையில் வெண்மையாகவும் மாறுகிறது. இதைக் கோபால்ட்டு நைட்டிரேட்டுடன் சூடு செய்தால், பச்சைநிறக் கோபால்ட்டு சிங்கேட்டு (Cobalt zincate) $COZnO_2$ (ரின்மன் பச்சை) தோன்றுகிறது. சிங்க் ஒயிட் (Zinc white) என்ற பெயரில் சிங்க் ஆக்ஸைடுகளாகப் பயனாகிறது. கிளேஸ்கள், எனுமல்கள், ரப்பர் ஆகியவற்றில் இதை நிரப்புப் பொருளாகப் (filler) பயன்படுத்துகின்றனர்.

சிங்க் ஹைடிராக்ஸைடு, $Zn(OH)_2$ (Zinc hydroxide) : துத்தநாக உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் ஹைடிராக்சைடைச் சேர்த்தால், இது வெண்மை நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

$$ZnCl_2 + 2NaOH \rightarrow Zn(OH)_2 \downarrow + 2NaCl$$

மிகையான காரத்திலும் அம்மோனியாவிலும் இது கரைகிறது.

$$ZnCl_2+2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2+2HCl$$

$$Zn(OH)_2+4NH_4OH \rightarrow [Zn(NH_3)_4](OH)_2+4H_2O$$

இதைச் சூடுபடுத்தினால், நீரை இழந்து ஆக்சைடைக் கொடுக்கிறது.

சிங்க் குளோரைடு, $ZnCl_2.2H_2O$ **(Zinc chloride):** துத்தநாக ஆக்சைடுடன் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால் இது உண்டாகிறது. இது வெண்மையான படிக வடிவிலுள்ள திண்மம்; நீரில் எளிதில் கரைகிறது. இதைச் சூடு செய்தால் சிதைவுறுகிறது.

$$ZnCl_22H_2O \rightarrow Zn(OH)Cl+HCl+H_2O$$

$$Zn(OH)Cl \rightarrow ZnO+HCl$$

இது உலர்த்தியாகப் பயன்படுகிறது. அறுவைச் சிகிச்சைக் கருவிகளைக் கழுவவும், இரு உலோகங்களைப் பற்றவைக்கும்போது இளக்கியாகவும் (flux) பயனாகிறது.

சிங்க் சல்பைடு, ZnS **(Zinc sulphide):** இயற்கையில் சிங்க் பிளெண்டு என்ற தாதுவாக இது கிடைக்கிறது. சிங்க் ஆக்சைடுடன் கந்தகத்தைக் கலந்து சூடு செய்தால் இது கிடைக்கிறது.

$$2ZnO+3S \rightarrow 2ZnS+SO_2$$

அமிலத்தன்மையுள்ள துத்தநாக உப்புக்கரைசலுடன் அம்மோனியம் சல்பைடு அல்லது ஹைடிரஜன் சல்பைடைச் சேர்த்து இதைச் சோதனைச்சாலையில் தயாரிக்கிறோம்.

இது நிறமற்ற தூள்; நீரில் கரையாது; ஆனால், நீர்த்த அமிலங்களில் கரைகிறது. தூய நிலையில் இது ஒளிக்காந்தியைக் காட்டுவதில்லை; ஆனால் லெட், தாமிரம், பிஸ்மத், மாங்கனீஸ் போன்ற உலோகங்கள் கலந்துள்ள சுத்தமற்ற சிங்க் சல்பைடு ஒளிக்காந்தியைப் பெற்றிருக்கிறது.

ராடார், டெலிவிஷன், எக்ஸ்ரே, கதிரியக்கம் ஆகியவற்றில் இது பயன்படுகிறது. பளபளப்பான பூச்சுகள், நிறப்பொருள்கள், லித்தோபோன் ஆகியவற்றில் பயன்படுகிறது.

சிங்க் சல்பேட்டு, $ZnSO_4.7H_2O$ **(Zinc sulphate):** இதை ஒயிட் விட்ரியால் (White vitriol) என்றும் அழைப்பர். இவ்வுலோகம் அதன் ஆக்சைடு, அல்லது கார்பனேட்டுடன் நீர்த்த சல்பூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால் உண்டாகும் கரைசலை அடர்ப்பிப்பதன் மூலம் இதை நிறமற்ற படிகங்களாகப் பெறலாம். இது நீரில் எளிதில் கரைகிறது; தூள்பூக்கும் தன்மை உடையது. இதைச் சூடுபடுத்தினால்

நீரை இழக்கிறது. 70°-க்குக் கீழ் $ZnSO_4.6H_2O$ஐக் கொடுக்கிறது; 70°-க்கு மேல் $ZnSO_4.H_2O$ஐக் கொடுக்கிறது; 280°-க்கு மேல் நீரற்ற $ZnSO_4$ உண்டாகிறது. இதை 800°-க்கு மேல் சூடுபடுத்தினால், இது சிதைவடைகிறது.

$$2ZnSO_4 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2 + O_2$$

சிங்க் உப்புகளிலேயே மிக முக்கியமான உப்பு சிங்க் சல்பேட்டாகும். சாயத் தொழிலிலும், அச்சுத்தொழிலிலும், கண் கழுவவும் இது பயனாகிறது. இது வெள்ளை நிறப் பொருள்; லித்தோபோன் ஆகியவை தயாரிக்கவும் இது பயன்படுகிறது. லித்தோபோன் என்பது சிங்க் சல்பைடும் பேரியம் சல்பேட்டும் கலந்த கலவையாகும். இதைத் தயாரிக்க $BaSO_4$ஐயும், ZnSயும் கலக்கவேண்டும். அப்போது கனமான வீழ்படிவாக லித்தோபோன் உண்டாகிறது. இதை நீற்றுதல் செய்து நீருடன் அரைத்து உண்டாகும் பசைபோன்ற 'பொருளை உலர்த்த வேண்டும். இது ஹைடிரஜன் சல்பைடு வாயுவால் பாதிக்காத ஒரு சிறந்த பெயின்டாகும்.

சிங்க் கார்பனேட்டு, $ZnCO_3$ (Zinc carbonate): இயற்கையில் காலமைன் என்ற கனிமமாக இது கிடைக்கிறது. சிங்க் உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் பைகார்பனேட்டைச் சேர்த்தால் இது கிடைக்கிறது.

$$ZnSO_4 + 2NaHCO_3 \rightarrow ZnCO_3 \downarrow + Na_2SO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

இங்கு Na_2CO_3-ஐச் சேர்த்தால் கார கார்பனேட்டு $2ZnCO_3 3Zn(OH)_2$ பெறப்படுகிறது. கார கார்பனேட்டையோ அல்லது கார்பனேட்டையோ சூடுபடுத்தினால், சிதைந்து சிங்க் ஆக்சைடு கிடைக்கிறது.

சிங்க் கார்பனேட்டை தோல் வியாதிகளைக் குணப்படுத்த மருத்துவத்தில் உபயோகிக்கிறார்கள்.

பண்பறி பகுப்பு: கரிக்குழிச் சோதனையின்போது, கோபால்ட்டு நைட்டிரேட்டுடன் சூடுபடுத்தினால் பச்சைநிறப் பொருள் உண்டாகிறது.

பருமனறி பகுப்பு: சிங்க் உப்புக் கரைசலைப் பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடுடன் யுரேனைல் நெட்டிரேட்டை நிறங்காட்டியாகப் பயன்படுத்தித் தரம்பார்க்க வேண்டும். நடுநிலையில் பழுப்புநிற வீழ்படிவு உண்டாகும்.

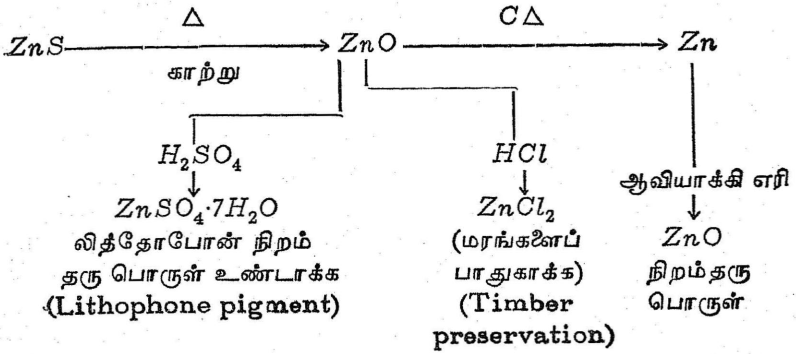
$$3ZnSO_4 + 2K_4Fe(CN)_6 \rightarrow 3K_2SO_4 + K_2Zn_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$$

எடையறி பகுப்பு: சிங்க் உப்புக் கரைசலுடன் அம்மோனியம் குளோரைடு, அம்மோனியா, கார உலோக பாஸ்பேட்டு ஆகியவைகளைச்

சேர்த்தால் சிங்க் அம்மோனியம் பாஸ்பேட்டு உண்டாகிறது. இதைச் சூடுபடுத்தினால் சிங்க் பைரோபாஸ்பேட்டு உண்டாகிறது.

$$2ZnNH_4PO_4 \xrightarrow{\Delta} Zn_2P_2O_7 + 2NH_3\uparrow + H_2O$$

சிங்கின் முக்கிய சேர்மங்கள்



22-h. காட்மியம்
(Cadmium)

வரலாறு: 1818ஆம் ஆண்டில் ஹெர்மேன் என்பவர், சிங்கின் கனிமங்களுடன், வேறு ஒரு தனிமம் இருக்க வேண்டும் என்ற கருத்தைத் தெளிவுபடுத்தினர். அந்தத் தனிமத்திற்கு, ரோமானிய மொழியில், 'சிங்கிற்குப் பிறகு' என்ற கருத்தைக் கொண்ட வார்த்தையை (காட்மியம்) இட்டனர்.

தோற்றம்: இது பொதுவாக சிங்கு கனிமங்களுடன் சேர்ந்து காணப்படுகிறது; காலமைன் ($ZnCO_3$) கனிமத்துடன் காட்மியம் சேர்ந்து இருக்கிறது. இதன் முக்கிய கனிமம் கிரீனேக்கைட் (CdS) ஆகும். மெக்ஸிக்கோ நாட்டில் காட்மியம் அதிக அளவு தாதுக்களிலிருந்து பிரித்து எடுக்கப்படுகிறது. இந்தியாவில் இது சிறிய அளவில் சிங்க் தாதுக்களுடன் காஷ்மீர் பள்ளத்தாக்கில் கிடைக்கிறது.

உலோகவியல்: இது சிங்கைச் சுத்தம் செய்யும்பொழுது உடன் விளை பொருளாகக் கிடைக்கிறது. சிங்க் தாதுக்களிலிருந்து முதலில் ZnO பெறப்படுகிறது. பிறகு சிங்க் ஆக்ஸைடைக் கார்பனுடன் வாலைகளிலிட்டுச் சூடுசெய்து ஒடுக்கப்படுகிறது. கிடைத்த சிங்கைக் காய்ச்சி வடிக்கும்பொழுது, நாகத்தைவிடக் குறைந்த வெப்ப நிலையிலேயே காட்மியம் முதலில் ஆவியாகிறது. இதில் 1–6% காட்மியம் இருக்கிறது; இதை மீண்டும் கார்பனுடன் சேர்த்துக் காய்ச்சி வடித்தால் 20% காட்மியம் கிடைக்கிறது. இவ்வாறு காய்ச்சி வடித்தலைத் தொடர்ந்து சுத்தமான காட்மியம் பெறப்படுகிறது.

தற்காலத்தில் காட்மியத்தை சிங்கிலிருந்து பிரித்து எடுப்பதற்காக, உருகிய நாகம் 620°-ல் நீராவியுடன் வினைப்படுத்தப்படுகிறது; பெரும்பாலான நாகம், நாக ஆக்ஸைடாக மாற்றப்படுகிறது; அதே சமயத்தில் 20% காட்மியத்தைக் கொண்டுள்ள ஒரு பதங்கமும் கிடைக்கிறது. இதை, சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்துப் பின் கரைசலிலிருந்து, காட்மியம் நாகப் பொடியைக் கொண்டு வீழ்படிவாக்கப்படுகிறது.

பண்புகள் : இது ஒரு மென்மையான வெண்மைநிற உலோகம். இதன் உருகுநிலை—321° (சிங்கின் உருகுநிலை 420°) ; கொதிநிலை—780° ($Zn=930°$) ; இது காற்றில் நிலையானது ; ஆனால் சூடுபடுத்தும்போது எரிகிறது. இதன் நேர்மின் தன்மை நாகத்தைவிடக் குறைவு; நாகத்தை விட இதை எளிதில் தகடாகவும் கம்பியாகவும் மாற்றலாம். இது ஈரக் காற்றில் மிக மெதுவாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைவதால், இரும்பைத் துருபிடிக்காமல் பாதுகாக்க, நாகத்தைவிட இதைப் பயன்படுத்தலாம். இது நாகத்தைப் போலல்லாமல், அமிலங்களில் மட்டுமே கரைகிறது ; காரங்களில் கரைவதில்லை. மேலும் ZnS-ஐப் போலல்லாது, CdS-ஐ அமிலமுள்ள சூழலில் வீழ்படிவாகப் பெறலாம். இது பல கார உப்பு களைத் தருகிறது.

பயன்கள் : இது இரும்பு, எஃகு ஆகியவைகள் அரிக்கப்படாமல் இருக்க முலாம் பூசுவதற்குப் பயன்படுகிறது. Cu-Cd உலோகக் கலவை மின்சாரச் சாதனங்களைச் செய்வதற்கும், CdS, $CdSe$ ஆகியவை நிறப் பொருள்களைத் (Pigments) தயாரிக்கவும் பயன்படு கின்றன. காட்மியம் வெஸ்டர்ன் மின்கலத்தில் (Western cell) எதிர் மின்முனையாகப் பயன்படுகிறது. மேலும் Cd^{113} அணுக்கரு உலைகளில் நியூட்ரான்களைக் கவர்வதற்குப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

காட்மியச் சேர்மங்கள்

காட்மியம் ஆக்ஸைடு, CdO (Cadmium oxide) : காட் மியத்தைக் காற்றில் சூடு செய்தால் காட்மியம் ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது. இது பழுப்பு நிறமானது. இதன் கார்பனேட்டை நன்ருகச் சூடு செய்தும் இதைப் பெறலாம். காட்மியம், காட்மஸ் ஆக்ஸைடு, Cd_2O என்ற மற்ருேர் ஆக்ஸைடையும் தருகிறது. இதைத் தயாரிக்க காட்மியம் உலோகத்துடன் காட்மியம் குளோரைடைச் சேர்த்து உருக்கிப் பின் நீருடன் வினைப்படுத்தி, கிடைக்கும் $CdOH$ வீழ்படிவு சிறிது சூடு செய்யப்படுகிறது.

$$CdCl_2+Cd \longrightarrow 2CdCl$$
$$CdCl+H_2O \longrightarrow CdOH+HCl$$
$$2CdOH \longrightarrow Cd_2O+H_2O$$

இது ஒரு மஞ்சள்நிறத் திண்மம் ; அமிலங்களில் கரைந்து Cd^{+2} உப்புகளைத் தருகிறது. காட்மியம் உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்த்தால் வெண்ணிற காட்மியம் ஹைட்ராக்ஸைடு வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இது அமிலங்களிலும், அம்மோனியாவிலும் கரையும் ; ஆனால், $NaOH$ அதிக அளவில் இருந் தால் கரையாது. அம்மோனியாவுடன் இது அணைவு ஹைடி ராக்ஸைடைத் $[Cd(NH_3)_4(OH)_2]$ தருகிறது.

காட்மியம் ஹாலைடுகள் (Cadmium halides) : காட்மியம் ஆக்ஸைடை ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்தால் காட்மியம் குளோரைடு கிடைக்கிறது. $ZnCl_2$-ஐப் போலல்லாது இது ஒரு தூள்பூக்கும் பொருளாகும். காட்மியம் அயோடைடு சுய அணைவுகளை (auto-complexes) தருவதால், குறைந்த மின் கடத்தும் திறனைப் பெற்றுள்ளது.

$$CdI_2 \rightleftharpoons Cd^{+2} + 2I^-$$
$$Cd^{+2} + 2I^- + CdI_2 \longrightarrow Cd^{+2} + [CdI_4]^{-2}$$

எனவே, $Cd(OH)_2$ KI-ல் கரைந்து இறுதியில் அணைவு அயோடைடுவை உண்டாக்குகிறது:

$$Cd(OH)_2 + 2KI \rightleftharpoons CdI_2 + 2KOH$$
$$2CdI_2 \rightleftharpoons Cd^{+2} + [CdI_4]^{-2}$$

காட்மியம் அயோடைடு ஆல்கஹாலில் கரையும்; இது ஒளிப்படவியலில் பயன்படுகிறது.

காட்மியம் சல்ஃபைடு, CdS (Cadmium sulphide) : சிறிது அமில அல்லது காரச் சூழலில் காட்மியம் உப்புக் கரைசலினுள் H_2S-ஐச் செலுத்தினால், இது மஞ்சள்நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது; அமிலத்தின் திறன் $1{\cdot}3N$-க்கு மேலிருந்தால், இந்த வீழ்படிவு உண்டாவதில்லை. இது ஒரு நிறப்பொருளாகப் பயன்படுகிறது.

காட்மியம் சயனைடு, $Cd(CN)_2$ (Cadmium cyanide) : காட்மியம் உப்புக் கரைசல்களுடன் KCN-ஐச் சேர்த்தால் இது கிடைக்கிறது; ஆனால், இவ் வீழ்படிவு மிகை அளவு KCN கரைசலில் கரைந்து, $K_2Cd(CN)_4$ என்ற அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது. இச் சேர்மம் Cu^{+2} அணைவுச் சேர்மத்தைப்போல நிலையானதன்று; எனவே, இக் கரைசல் Cd^{+2} அயனிகளைப் பெற்றிருக்கிறது :

$$Cd(CN)_2 \rightleftharpoons Cd^{+2} + 2CN^-$$
$$Cd(CN)_2 + 2KCN \rightleftharpoons 2K^+ + [Cd(CN)_4]^{-2}$$
$$[Cd(CN)_4]^{-2} \rightleftharpoons Cd^{+2} + 4CN^-$$

காட்மியம் சல்ஃபைடின் கரைதிறன் பெருக்கத்திற்குத் (solubility product) தேவைப்படும் அளவிற்கு அதிகமாக Cd^{+2} அயனிகள் சயனைடு கரைசலில் இருப்பதால், H_2S-ஐ இதனுள் செலுத்தியதும், CdS வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது; ஆனால், Cu^{+2} அணைவுச் சேர்மம் நிலையானதாக இருப்பதால், கரைசலில் Cu^{+2} அயனிகள் இருப்பதில்லை; எனவே, கரைசலினுள் H_2Sஐச் செலுத்தினால், CuS வீழ்படிவு உண்டாவதில்லை. இந்த அடிப்படைத் தத்துவத்தைக் கொண்டுதான்,

பண்பறி பகுப்பில் தாமிரத்துடன் காட்மியமும் சேர்ந்து இருக்கும் நிலையில், காட்மியத்தைப் பிரித்துக் கண்டறியப்படுகிறது.

காட்மியம் சல்ஃபேட்டு, $CdSO_4$ **(Cadmium sulphate):** காட்மியம் ஆக்ஸைடை நீர்த்த H_2SO_4-ல் கரைத்து, பின் கரைசலில் இருக்கும் உப்பைப் படிகமாக்கினால் $3CdSO_4 . 8H_2O$ கிடைக்கிறது. இது நீரில் கரையும். இது கார சல்ஃபேட்டுகளுடன் இரட்டை சல்ஃபேட்டுகளைத் ($K_2SO_4 . CdSO_4 . 6H_2O$) தருகிறது. இதன் இரட்டை சல்ஃபேட்டுகளும், Mg, Zn போன்ற உலோகங்களின் இரட்டை சல்ஃபேட்டுகளும் ஒத்த வடிவினை உடையன.

காட்மியம் கார்பனேட்டு, $CdCO_3$ **(Cadmium carbonate):** காட்மியம் உப்புக் கரைசலுடன் K_2CO_3-ஐச் சேர்த்து இதன் நார்மல் கார்பனேட்டுப் பெறப்படுகிறது. K_2CO_3-க்குப் பதிலாக அம்மோனியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலையும் பயன்படுத்தலாம்.

பண்பறி பகுப்பு: மேல் விளக்கியபடி காட்மியம் உப்புக் கரைசலினுள் H_2S-ஐச் செலுத்தினால், மஞ்சள் நிற CdS வீழ்படிவு கிடைக்கும்.

22-i. பாதரஸம்
(Mercury)

வரலாறு : நீண்ட காலங்களுக்கு முன்பே பாதரஸத்தை இந்தியர்களும் சீனர்களும் அறிந்திருந்தனர். அரிஸ்டாட்டில் இதைக் குவிக் சில்வர் (quick silver) என்றழைத்தார். இதற்குத் திரவ சில்வர் என்ற பெயரும் உண்டு.

தாதுக்கள் : இது சிறிய அளவில் தனிமமாகக் கிடைக்கிறது; சில சமயங்களில் ரசக்கலவைகளாகவும், ஹாலைடுகளாகவும் காணப்படுகிறது. இதன் முக்கிய தாது சின்னபார் (Cinnabar, HgS). இத்தாலி, ஸ்பெயின், அமெரிக்கா ஆகிய இடங்களில் இது அதிக அளவில் கிடைக்கிறது.

பிரித்தெடுத்தல் : முதலில் சல்ஃபைடு தாதுக்கள் மிதக்கவிட்டுப் பிரித்தல் முறையில் அடர்ப்பிக்கப்படுகின்றன. பிறகு பாதரஸ சல்ஃபைடைத் தூளாக்கிக் கரியுடன் சேர்த்துக் காற்றில் வறுத்தால் இதிலுள்ள கந்தகம் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடாக வெளியேறுகிறது; பாதரஸம் ஆவியாகிறது. இந்த ஆவியைக் குளிரச் செய்து திரவமாக்குகிறார்கள்.

$$HgS + O_2 \longrightarrow Hg + SO_2$$

சில சமயங்களில் சின்னபார் தாதுவைச் சுண்ணும்பு அல்லது இரும்புடன் சூடுபடுத்திப் பாதரஸத்தைப் பிரித்து எடுக்கிறார்கள்.

$$4HgS + 4CaO \longrightarrow 4Hg + CaSO_4 + 3CaS$$

$$HgS + Fe \longrightarrow Hg + FeS.$$

மேற்கண்டபடி வறுத்தல் முறையில் சின்னபார் தாதுவிலிருந்து பாதரஸத்தைப் பிரித்தெடுக்கப் பயன்படுத்தப்படும் உலைகளின் வகைகள் பின்வருமாறு : (a) ஷாஃப்ட் உலை (shaft furnace); (b) மூட்ட வெப்ப உலை (muffles furnace).

மூட்ட வெப்ப உலையில் தாதுக்கள் துளைகள் கொண்ட வளைந்த தாங்கிகளின் மேல் வைக்கப்படுகிறது ; வளைந்த தாங்கிகள் ஒன்றன் மேல் ஒன்ருக வைக்கப்பட்டிருக்கும்.

உலையிலிருந்து வரும் பாதரசத்தின் ஆவி உலையின் இரு பக்கங்களிலும் உள்ள குளிர்விக்கும் அறைகளில் குளிர்விக்கப்பட்டு திரவமாகப் பெறப்படுகிறது.

தற்காலத்தில் தாதுக்களை வறுப்பதற்கு ஷாஃப்ட் உலைகளை (shaft) உபயோகிக்கிருர்கள். இதில் சின்னபார் தாது, கரியுடன் சேர்த்து உலையினுள் செலுத்தப்பட்டுக் காற்றில் வறுக்கப்படுகிறது. சின்னபார் ஒடுக்கப்பட்டுப் பாதரஸ ஆவி உண்டாகிறது. Y-வடிவமான குளிர்ந்த குழாய்களின் வழியாக உலையிலிருந்து வரும் ஆவியைச் செலுத்திஞல் பாதரஸம் மட்டும் திரவமாகிக் கொள்கலங்களை அடைகிறது ; தேவையற்ற வாயுக்கள் வெளிச்செல்லுகின்றன.

தூய்மைப்படுத்தல் : (i) மேற்கண்ட முறைகளில் கிடைத்த பாதரஸம் தொங்கும் மாசுகளையும் (Pb, Bi, Sn, Zn போன்ற) கரைந்த மாசுகளையும் பெற்றிருக்கிறது. முன்னவை பாதரஸத்தை ஆட்டுத்தோலின் (chamois leather) வழியாக வடிகட்டுவதன் மூலம் நீக்கப்படுகின்றன ; பின்னவற்றை நீக்குவதற்காகப் பாதரஸம் 5% HNO_3-ம், $Hg_2(NO_3)_2$ கரைசலும் கொண்டுள்ள நீண்ட குழாய்களினுள் சொட்டு சொட்டாக ஊற்றப்படுகிறது ; மாசுகள் கரைந்து நைட்ரேட்டுக் கரைசல்களாக நீக்கப்படுகின்றன ; பாதரஸம் பாதிக்கப்படாமல் கீழ் வைக்கப்பட்டுள்ள கொள்கலத்தை அடைகிறது.

(ii) அசுத்தமான பாதரசம் 150° தூசு இல்லாத காற்றில் சூடுபடுத்தப்படுகிறது ; கரைந்த மாசுகளெல்லாம் ஏற்றம் அடைந்து மிதக்கும் ; இவைகள் ஆட்டுத்தோலின் வழியாக வடிகட்டி நீக்கப்படுகின்றன.

(iii) பாதரசத்தைச் சிறந்த முறையில், படிகக்கல் (quartz) குடுவையில் வெற்றிடக் காய்ச்சி வடித்தலின் மூலம் தூய்மை செய்யலாம்.

பண்புகள் : இது வெள்ளியைப் போன்று வெண்மையானதும் கனமானதுமான திரவ உலோகம்; ஒப்பு அடர்த்தி 13·5; அதிகமாகப் புறப்பரப்பின் இழு விசையையும் (surface tension) குறைந்த ஆவி அழுத்தத்தையும் பெற்றுள்ளது ; எனவே, எளிதில் பாதரஸத் துளிகள் உண்டாகின்றன. இதன் ஆவி மிகவும் நச்சுத் தன்மையுடையது. வேறு உலோகங்களோடு ஒத்துப் பார்க்கும்பொழுது இது ஒரு சிறந்த வெப்ப மற்றும் மின்கடத்தியன்று. காற்றில் 350°க்குச் சூடு செய்தால் ஏற்றம் அடைந்து HgO-ஐத் தருகிறது.

$$2Hg + O_2 \rightarrow 2HgO$$

இது குளோரின், அயோடின், கந்தகம் ஆகியவற்றுடன் கலந்து சூடேற்றினால் இணைகிறது; நீரினாலும், காரங்களினாலும் பாதிக்கப் படுவதில்லை. நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தைத் தவிர மற்ற நீர்த்த அமிலங்கள் இத்துடன் வினைபுரிவதில்லை; நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத் துடன் பாதரஸம் (I) நைட்ரேட்டையும், அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் பாதரஸம் (II) நைட்ரேட்டையும் தருகிறது.

$$6Hg + 8HNO_3 \rightarrow 3Hg_2(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$
$$Hg + 4HNO_3 \rightarrow Hg(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

சூடான அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வினைப்பட்டு $HgSO_4$ஐத் தருகிறது.

$$2Hg + 2H_2SO_4 \rightarrow HgSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

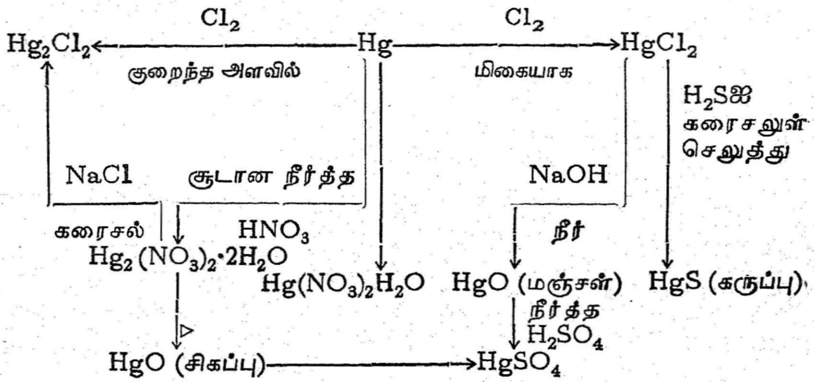
ரஸக்கலவை : பெரும்பாலும் எல்லா உலோகங்களும் இதில் கரைந்து ரஸக்கலவைகளைத் (amalgam) தருகின்றன; மேலும் இவ்வுலோகங்கள் இத்துடன் வினைப்பட்டு உலோக இடைப்பட்ட சேர்மங்களைத் (intermetallic compounds) தருகின்றன. சோடியம் ரஸக்கலவை சோடியம் உலோகத்தைப் போல வீரியமாக வினை புரிவதில்லை. எனவே, ஒடுக்க வினைகளில் இது பயன்படுகிறது; அம்மோனியம் குளோரைடுடன் சேர்த்தால் அம்மோனியம் ரஸக்கலவை கிடைக்கிறது. மக்னீசியம் ரஸக்கலவை மெதுவாக நீரைச் சிதைத்து ஹைட்ரஜனை விலக்குவதால், சிறந்த ஒடுக்கியாகப் பயன்படுகிறது. தங்கம், வெள்ளி, வெள்ளீயம், தாமிரம், காட்மியம் போன்ற உலோகங்களும் பாதரஸத்தில் கரைந்து அதனதன் ரஸக்கலவைகளைத் தருகின்றன; இவைகளைப் பெறுவதற்கு, கலுவத்தில் பாதரஸத்துடன் இவ்வுலோகங்களின் சிறு தூள்களைச் சேர்த்துத் தேய்த்து அரைக்க வேண்டும். சோடியம் அல்லது சிங்க் ரஸக்கலவையை ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டுடன் வினைப்படுத்தி இரும்பு ரஸக்கலவையைப் பெறலாம். ($FeSO_4 + 4Na \rightarrow 2Na_2SO_4 + Fe$) கிடைத்த இரும்பு பாதரஸத்துடன் ரஸக்கலவையைத் தருகிறது.

பயன்கள் : வெப்பமானி, பாரமானி போன்ற சாதனங்களிலும், பாதரஸ ஆவி விளக்குகளிலும், தங்கம் வெள்ளி போன்ற உலோகங்களை ரஸக்கலவை முறையில் பிரித்தெடுக்கவும் (amalgamation process), வெடிப்பொருள்கள் தயாரிப்பதற்கும், கண்ணாடிகளின் பின்புறம் பூசுவதற்கும், சோடியம் ரஸக்கலவை போன்ற சிறந்த ஒடுக்கிகளைத் தயாரிப்பதற்கும் பாதரஸம் பயன்படுகிறது. மேலும் காஸ்ட்னர்-கெல்னர் முறையில் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு தயாரிப்பதில் எதிர்மின் முனையாகவும் பயன்படுகிறது.

பாதரஸச் சேர்மங்கள்

பாதரஸம் ஓரிணை திறன் சேர்மங்கள், ஈரிணை திறன் சேர்மங்கள் என்ற இரண்டு வகையான சேர்மங்களைத் தருகிறது. பாதரஸம், Hg^{+1} உப்புகளில் ஈரணு நிலையில் இருக்கலாம் என்பது, X–கதிர் பகுப்பினாலும், இராமன் நிறநிரல் சோதனையினாலும் தெரியவருகிறது; இது $[-Hg-Hg-]$ என்று குறிக்கப்படுகிறது; எனவே, Hg^{+1} சேர்மங்களிலும் பாதரஸ அணு இரண்டு இணைதிறனைப் பெற்றிருக்கிறது.

நைட்ரேட்டைத் தவிர மற்ற எல்லா Hg^{+1} உப்புகளும் பெரும்பாலும் நீரில் கரையாதவை; சல்பைடு, அயோடைடுகளைத் தவிர மற்ற எல்லா Hg^{+2} உப்புகளும் நீரில் கரையும்; இரண்டு வகைகளில் Hg^{+2} உப்புகள் நிலையானவை. $Hg_2{}^{+2}$ சேர்மங்கள் Ag^+ சேர்மங்களைச் சில பண்புகளில் ஒத்திருக்கின்றன; இரண்டின் ஹாலைடுகளும் நீரில் கரைவதில்லை; ஒளியினால் இவை இரண்டும் பாதிக்கப்படுகின்றன.



மெர்க்குரியின் சேர்மங்கள்

மெர்க்குரஸ், Hg (I) சேர்மங்கள்

Hg (I) **ஆக்ஸைடு,** Hg_2O **(Mercurous oxide):** சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை Hg^{+1} உப்புக் கரைசல்களுடன் சேர்த்தால் கருநிற வீழ்படிவு கிடைக்கிறது; இதுவே பாதரஸ (I) ஆக்ஸைடு என்பர். எனினும், HgO-ம் Hg-ம் கலந்த கலவையே Hg_2O என்பது X–கதிர் சோதனையிலிருந்து அறியப்படுகிறது.

$$Hg_2(NO_3)_2+2NaOH \rightarrow (Hg+HgO)+2NaNO_3+H_2O$$

Hg (I) **குளோரைடு,** Hg_2Cl_2 **(Mercurous chloride):** பாதரஸத்தை $HgCl_2$வுடன் சேர்த்துப் பதங்கமாதலுக்கு உட்படுத்து

வதன் மூலம் இது தயாரிக்கப்படுகிறது; கிடைக்கும் பதங்கத்துடன் (sublimate) வினைப்படாத $HgCl_2$ஐ நீக்குவதற்காக, அது நீரில் கரைக்கப்பட்டு அப்புறப்படுத்தப்படுகிறது.

$$Hg+HgCl_2 \rightarrow Hg_2Cl_2$$

மேலும் கரையும் Hg (I) உப்புகளுடன் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை அதிக அளவு சேர்ப்பதன் மூலமும் இதை வீழ்படிவாகத் தயாரிக்கலாம்:

$$Hg_2(NO_3)_2+2HCl \rightarrow Hg_2Cl_2 \downarrow +2HNO_3$$

இது பெரும்பாலும் நீரில் கரையாத வெண்மையான திண்மம்; 373°-ல் பதங்கமாகிறது. இது அம்மோனியாவுடன் பாதரஸம் கலந்த கருநிற மெர்குரிக் அமிடோ குளோரைடைத் $[Hg(NH_2)Cl]$ தருகிறது.

$$2NH_3+Hg_2Cl_2 \rightarrow Hg+Hg(NH_2)Cl+NH_4Cl$$

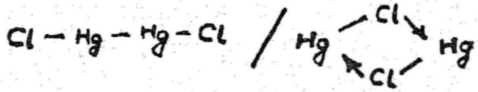
இதை நன்றாகச் சூடுசெய்தால் $HgCl_2$ஐத் தருகிறது.

$$Hg_2Cl_2 \rightarrow HgCl_2+Hg.$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலம் இதை ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது. $SnCl_2$ இதை Hg ஆக ஒடுக்குகிறது.

அமைப்பு: இது இரட்டை மூலக்கூறு வாய்பாடுடையதாக இருக்கிறது.

இதன் அமைப்பு:



இதன் டயாகாந்த குணமும் (diamagnetic) மேற் குறிப்பிட்ட வாய்பாட்டையே நிலைநாட்டுகிறது. இது $HgCl$ என்ற வாய்பாட்டைப் பெற்றிருக்குமேயானால், பாராகாந்த குணமுடையதாக இருக்க வேண்டும். பேக்கர் (H. B. Baker) என்பவர் நன்றாக உலர்ந்த கலோமலின் (Hg_2Cl_2) ஆவி அடர்த்தி 235·5 என்று சோதனைமூலம் கண்டறிந்தார்; எனவே, மூலக்கூறு எடை $2 \times 235{\cdot}5 = 471{\cdot}0$. கலோமலில் (Calomel) மூலக்கூறு எடை 471 ஆக இருக்க வேண்டுமானால், அது கண்டிப்பாக இரட்டை வாய்பாட்டைத் (Hg_2Cl_2) தான் பெற்றிருக்க வேண்டும் என்று புலனாகிறது. கலோமல் என்னும் மெர்க்குரஸ் குளோரைடு பேதி மருந்தாகவும், கலோமல் மின்முனையிலும் பயன்படுகிறது.

பாதரஸம் (I) நைட்ரேட்டு, $Hg_2(NO_3)_2$ (Mercurous nitrate): குளிர்ந்த நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தை அதிக அளவு பாதரஸத்துடன் வினைப்படுத்தி இது பெறப்படுகிறது. இது நைட்ரிக் அமிலம் கலந்த நீரில் கரையும்; ஆனால், சுத்தமான நீரில் கார நைட்ரேட்டைத் தருகிறது $[Hg_2(OH)NO_3]$. உலர்ந்த $Hg_2(NO_3)_2$ஐச் சூடுபடுத்தும் பொழுது சிதைந்து HgOஐயும், NO_2ஐயும் தருகிறது.

$$Hg_2(NO_3)_2 \rightarrow 2HgO + 2NO_2$$

பாதரஸம் (I) கார்பனேட்டு Hg_2CO_3 (Mercurous carbonate): $Hg_2(NO_3)_2$ கரைசலுடன் $NaHCO_3$ கரைசலைச் சேர்த்தால், இது மஞ்சள் நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. சூடுபடுத்தினால், சிதைந்து HgO, Hg, CO_2 ஆகியவைகளைத் தருகிறது.

$$Hg_2CO_3 \rightarrow HgO + Hg + CO_2$$

பாதரஸம் (I) சல்ஃபேட்டு, Hg_2SO_4 (Mercurous sulphate): அடர் கந்தக அமிலத்துடன் அதிக அளவில் பாதரஸத்தைச் சேர்த்துச் சூடு செய்வதன்மூலம் இது தயாரிக்கப்படுகிறது; $Hg_2(NO_3)_2$ கரைசலுடன் நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்தும் இதைப் பெறலாம். இது நீரில் கரையாத வெண்மையான திண்மம்; இது வெஸ்டன் காட்மியம் மின்கலத்தில் பயன்படுகிறது.

பாதரஸம் (I) அயோடைடு, Hg_2I_2 (Mercurous iodide): அயோடின் அல்லது HgI_2ஐ அதிக அளவு பாதரஸத்துடன் சேர்த்து ஆல்கஹால் முன்னிலையில் கலுவத்தில் தேய்த்தால், இது கிடைக்கிறது. பாதரஸம் (I) உப்புக் கரைசலுடன் KI கரைசலைச் சேர்த்தும் இதைப் பெறலாம். இது சிறிதே நீரில் கரையக்கூடிய மஞ்சள் நிறமான பொருள்; சூடுபடுத்தினால் HgI_2-ம் Hg-யும் கிடைக்கின்றன.

மெர்குரிக், Hg (II) சேர்மங்கள்

பாதரஸம் (II) ஆக்ஸைடு, HgO (Mercuric oxide): குளிர்ந்த நிலையில் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை $HgCl_2$ கரைசலுடன் வினைப் படுத்தி இது தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$HgCl_2 + 2NaOH \xrightarrow{\text{குளிர்ந்த}} \underset{\text{மஞ்சள்}}{HgO} \downarrow + H_2O + 2NaCl$$

$$HgCl_2 + 2NaOH \xrightarrow{\text{சூடான}} \underset{\text{ஆரஞ்சு}}{HgO} \downarrow + H_2O + 2NaCl$$

மேலும் பாதரஸத்தைக் காற்றில் சூடு செய்தும் அல்லது $Hg(NO_3)_2$ஐ சிதைத்தும் HgOஐப் பெறலாம். ஆரஞ்சு நிற HgOஐ விட மஞ்சள் நிற HgO வீரியமாக வினைபுரியக் கூடியது. நன்றாகச் சூடு செய்தால் சிதைந்து பாதரஸத்தையும் ஆக்ஸிஜனையும் தருகிறது.

பாதரஸம் (II) குளோரைடு, $HgCl_2$ (Mercuric chloride): அரிக்கும் பதங்கம் (Corrosive Sublimate): $HgSO_4$-ம் $NaCl$-ம் சேர்ந்த கலவையைச் சூடுபடுத்தி இது பெறப்படுகிறது.

$$2NaCl + HgSO_4 \xrightarrow{MnO_2} Na_2SO_4 + HgCl_2$$

MnO_2, ஆனது Hg_2Cl_2 உண்டாவதைத் தடுக்கிறது. வாணிப முறையில் பாதரஸத்தைக் குளோரினில் சூடுபடுத்தி இது தயாரிக்கப்படுகிறது. இது நீரில் மிகக் குறைந்த அளவில் கரைகிறது; ஆல்கஹாலில் அதிகமாகக் கரைகிறது. குறைந்த வெப்ப நிலையிலேயே ஆவியாகிறது. இது அடர் H_2SO_4வுடன் வினைப்படாது. குரோமைல் குளோரைடு சோதனை இது கொடுப்பதில்லை. எனவே, இது ஒரு சக பிணைப்புள்ள சேர்மமாகக் காணப்படுகிறது. இதன் சில முக்கிய வினைகள் பின்வருமாறு:

$HgCl_2$:

- $\xrightarrow{SO_2,\ \text{ஒடுக்கு}} Hg_2Cl_2 \downarrow$
- $\xrightarrow{SnCl_2,\ \text{ஒடுக்கு}} Hg_2Cl_2 \downarrow$
- $\xrightarrow{SnCl_2,\ \text{அதிக அளவில்}} Hg \downarrow$
- $\xrightarrow{NH_3} NH_2HgCl \downarrow$
- $\xrightarrow{\text{கொதிக்கும் } NH_4Cl} Hg(NH_3)_2Cl_2 \downarrow$
- $\xrightarrow{\text{அடர் } H_2SO_4}$ வினைப்படாது
- $\xrightarrow{\text{அடர் } HCl} HHgCl_3$ படிகங்கள்
- $\xrightarrow{\text{கார உலோகக் குளோரைடு}} KHgCl_3, Na_2HgCl_4, (NH_4)_2HgCl_4$
- $\xrightarrow[\text{கொதிக்கவைத்தல்}]{HgO} 2HgCl_2 \cdot HgO$ (ஆரஞ்சு), $HgCl_2\ 3HgO$ (மஞ்சள்), $HgCl_2 \cdot 2HgO$ (கருமை)

மெர்க்குரிக் குளோரைடின் நீர்க்கரைசலில் மிகக் குறைந்த அயனிகள் இருப்பதால், இக் கரைசல் மின்சாரத்தை அரிதில் கடத்தும். $HgCl_2$ நச்சுக்கொல்லியாகப் பயன்படுகிறது. இது ஒரு வீரியமுள்ள நஞ்சு.

பாதரஸம் (II) அயோடைடு, HgI_2 (Mercuric iodide): இது பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலை $HgCl_2$வுடன் வினைப்படுத்திப் பெறப்படுகிறது.

$$HgCl_2 + 2KI \rightarrow HgI_2 \downarrow + 2KCl$$

இது அதிக அளவு KI கரைசலில் கரைந்து அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது.

$$HgI_2+2KI\rightarrow K_2HgI_4$$

K_2HgI_4 கரைசலை $NaOH$வுடன் சேர்த்துக் காரமயமாக்கினால் நெஸ்லர் கரைசல் (Nessler's solution) கிடைக்கிறது. இக் கரைசல் பண்பறி பகுப்பில் அம்மோனியாவைக் கண்டறியப் பயன்படுகிறது; அம் மோனியாவுடன் இது பழுப்பு நிற வீழ்படிவைத் தருகிறது. HgI_2 மஞ்சள், சிவப்பு ஆகிய இரண்டுவித நிறங்களில் காணப்படுகிறது.

பாதரஸம் (II) சல்ஃபைடு, HgS (Mercuric sulphide): இது இயற்கையில் சின்னபார் என்ற கனிமமாகக் கிடைக்கிறது. அமிலம் கலந்த பாதரஸம் (II) உப்புக் கரைசலினுள் H_2Sஐச் செலுத்தினால் கரு நிற HgS உண்டாகிறது. இந்த வீழ்படிவு அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், மஞ்சள் $(NH_4)_2Sn$-ன் காரக் கரைசல் ஆகியவற்றில் கரைவ தில்லை; ஆனால், சூடான அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைந்து மெர்க் குரிக் நைட்ரேட்டைத் தருகிறது. Na_2CO_3, இரும்புத் துகள்கள் ஆகிய வற்றுடன் சூடு செய்தால் இது ஒடுக்கமடைந்து பாதரஸத்தைத் தரு கிறது. கருநிற HgSஐச் சூடுசெய்தால், பதங்கமாகி செந்நிற HgS பெறப்படுகிறது. இது வெர்மில்லான் (vermilion) என்ற பெயரில் அழகிய செந்நிறப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது.

பாதரஸம் (II) நைட்ரேட்டு, $Hg(NO_3)_2$ (Mercuric nitrate): அதிக அளவு நைட்ரிக் அமிலத்துடன் பாதரஸத்தைச் சேர்த்துக் கொதிக்கவைத்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது; கிடைக்கும் கரைசலை சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின்மேல் ஆவியாக்கினால், நீர்க்கும் $2Hg(NO_3)_2.H_2O$ கிடைக்கும். எஞ்சியிருக்கும் தாய் திரவத்தைக் (mother liquor) கொதிக்கவைத்தால், $Hg(NO_3)_2 . HgO.2H_2O$ வீழ்படிவு உண்டாகிறது; இந்த வீழ்படிவை அதிக அளவு குளிர்ந்த நீருடன் வினைப்படுத்தினால், $Hg(NO_3)_2 . 2HgO.H_2O$ என்ற கார நைட்ரேட்டு வீழ்படிவு கிடைக்கும்; எனவே, $Hg(I)$ நைட்ரேட்டைப் போலவே இந்த நைட்ரேட்டும் கார உப்புகளைத் தருகிறது. நைட்ரிக் அமிலத்தின் முன்னிலையில் $Hg(NO_3)_2$ நீரில் கரைகிறது; இவ்வமிலம் இல்லாவிட்டால், இது நீர்ப் பகுக்கைக்கு உட்பட்டு மேற்கூறிய கார நைட்ரேட்டுக் கிடைக்கிறது.

பாதரஸம் (II) சல்ஃபேட்டு, $HgSO_4$ (Mercuric sulphate): இது பாதரஸத்துடன் அதிக அளவு சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைச் சூடு படுத்துவதன்மூலம் தயாரிக்கப்படுகிறது; கரைசலை அடர்ப்பித்துக் குளிரச் செய்தால், வெண்மையான படிகவடித்தான $HgSO_4$ கிடைக்கும். இது குளிர்ந்த நீரில் கரையும்; ஆனால், சூடான நீருடன் வினைப்பட்டுக் கார சல்ஃபேட்டைத் ($HgSO_4.2HgO$) தருகிறது. இது மருத்துவத்திலும் கரிம வேதியியலில் வேகமாற்றியாகவும் பயன்படு

கிறது. $HgSO_4$, 400°-ல் சிதைந்து மெர்க்குரஸ் சல்ஃபேட்டைத் தருகிறது.

$$3HgSO_4 \rightarrow Hg_2SO_4 + Hg + 2SO_2 + 2O_2$$

பாதரஸம் (II) சயனைடு, $Hg(CN)_2$ **(Mercuric cyanide):** இதைப் பெறுவதற்கு HgO நீர்த்த ஹைட்ரோ சயனிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்படுகிறது; பின் கரைசலில் இருக்கும் $Hg(CN)_2$ படிக மாக்குதல் முறையில் பெறப்படுகிறது.

$$HgO + 2HCN \rightarrow Hg(CN)_2 + H_2O$$

நீரில் சிறிதளவு கரையும்; சூடேற்றினால், இது சிதைந்து சயனோஜனைத் தருகிறது.

$$Hg(CN)_2 \underset{320^\circ}{\overset{\Delta}{\rightleftharpoons}} Hg + (CN)_2$$

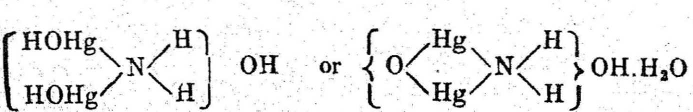
பாதரஸம் (II) தயோசயனேட்டு, $Hg(CNS)_2$ **(Mercuric thiocyanate):** இது வெண்மை நிற வீழ்படிவாகப் பொட்டாசியம் தயோ சயனேட்டைக் $Hg(NO_3)_2$ கரைசலுடன் சேர்க்கும்போது கிடைக்கிறது.

$$HgCl_2 + 2KSCN \rightarrow Hg(CNS)_2 \downarrow + 2KCl$$

இது நீரில் கரையாது; கரைசலில் அயனிகளாகப் பிரிவதில்லை என்பது இதன் குறைந்த மின்கடத்தும் திறனிலிருந்து புலனாகிறது. இதைச் சிறு உருண்டைகளாகச் செய்து உலர்த்திச் சுட்டால், நீண்ட பாம்பு போன்ற சுருள் சுருளான சாம்பலாக மாறுகிறது. இதைப் பாம்பு வாணம் (Pharaoh's serpent) என்பர்.

பாதரஸம் (II) பல்மினேட்டு, $2Hg(ONC)_2H_2O$ **(Mercuric pulminate):** ஆல்கஹாலை, அதிக அளவு நைட்ரிக் அமிலத்தின் மெர்க்குரி கரைசலுடன் சேர்ப்பதன்மூலம் இது பெறப்படுகிறது. இது ஒரு தூண்டு வெடியாகப் (detonator) பயன்படுகிறது.

மில்லான் காரம் (Millon's base): அம்மோனியா கரைசலுடன் HgOஐச் சேர்த்து லேசாகச் சூடு செய்தால், மஞ்சள்நிறத் தூள் உண்டாகிறது; இதைத்தான் மில்லான் காரம் என்கிறோம். இதன் வாய்பாடு $[Hg_2O.NH_2OH]H_2O/NHg_2OH.2H_2O$; இது அமிலங்களுடன் உப்புகளைத் தருகிறது. இதை 125°-க்கு அம்மோனியாவில் சூடு செய்தால், நீரை இழந்து, கறுமை நிற வெடிப் பொருளான NHg_2OHஐத் தருகிறது. மில்லான் காரத்தின் அமைப்புப் பின்வருமாறு:



மெர்க்குரி (II) அம்மோனியம் அணைவுச் சேர்மங்கள் (Mercury ammonium complex compounds): (i) அம்மோனியா வாயு திண்ம மெர்க்குரிக் குளோரைடுடன் வினைப்பட்டுப் பின்வரும் அணைவைத் தருகிறது.

$$HgCl_2+2NH_3 \rightarrow Hg(NH_3)_2Cl_2$$

இது உருகத்தக்க வெண்மையான வீழ்படிவு; மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடைச் சூடான NH_4Cl கரைசலில் கரைத்தும் இதைத் தயாரிக்கலாம்.

(ii) அம்மோனியாவை $HgCl_2$ கரைசலுடன் சேர்த்தால், பதிலீட்டு அணைவு உண்டாகிறது.

$$NH_3+HgCl_2 \rightarrow NH_2HgCl+HCl$$

இது உருகாத வெண்மையான வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

(iii) மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடை அம்மோனியாக் கரைசலுடன் இலேசாகச் சூடு செய்தால் மஞ்சள் நிற மில்லான் காரம் என்ற அணைவுச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$NH_3+2HgO \rightarrow NHg_2OH+H_2O$$

இது NHg_2Cl போன்ற உப்புகளைத் தருகிறது:

$$NH_3+2HgCl \rightarrow NHg_2Cl+3HCl.$$

மெர்க்குரி (I) அம்மோனியம் அணைவுச் சேர்மம் (Mercurous ammonium complex compound): மெர்க்குரி உலோகமும், மேற்கண்ட உருகாத வெண்மையான வீழ்படிவும் (NH_2HgCl) கலந்த கலவை, Hg_2Cl_2 மற்றும் அம்மோனியாவுடன் வினைப்படும்பொழுது உண்டாக்குகிறது.

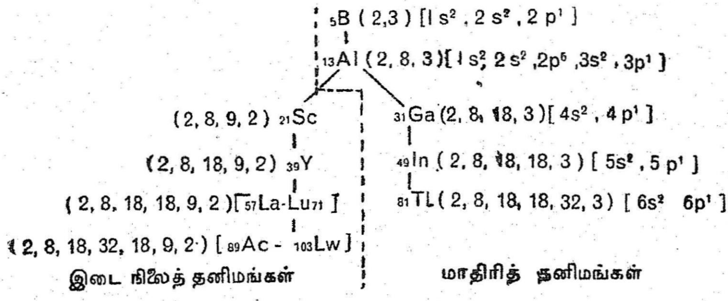
$$Hg_2Cl_2+NH_3 \rightarrow [NH_2HgCl+Hg]+HCl$$

இங்குப் பாதரசம் வீழ்படிவாகப் பெறப்படுவதால், கருநிறங் கொண்டவையாய் இருக்கிறது.

பண்பறி பகுப்பு: (i) மெர்க்குரி சேர்மத்தை Na_2CO_3 வுடன் சேர்த்துக் கரிக்குழிச் சோதனை செய்தால், மின்னும் மெர்க்குரித் துளிகள் காணப்படும். (ii) காப்பரை, மெர்க்குரி உப்புக் கரைசலுடன் இலேசாகச் சூடு செய்தால், சாம்பல் நிறப் பாதரஸப் படலம் அதன்மீது உண்டாகிறது; இப் படலத்தைத் தேய்த்தால், பிரகாசமான பாதரச உலோகம் தென்படுகிறது.

எடையறிதல்: மெர்க்குரியை மெர்க்குரஸ் குளோரைடாகவோ (Hg_2Cl_2) அல்லது மெர்க்குரிக் சல்பைடாகவோ வீழ்படிவாக்கி மெர்க்குரியின் எடையறியப்படுகிறது.

23. மூன்றும் தொகுதித் தனிமங்கள்
(III Group Elements)



ஆவர்த்தன அட்டவணையில் மூன்றும் தொகுதியில்தான் மிக அதிக எண்ணிக்கையுள்ள தனிமங்கள் உள்ளன. மேலே காட்டியபடி *B*, *Al*, *Ga*, *In*, *Tl* என்ற ஐந்து மாதிரித் தனிமங்கள் (typical elements) மூன்றும் தொகுதியின் வலப்பக்கத்தில் உப தொகுதியாக உள்ளன; இடப்பக்க உப தொகுதியில் ஸ்காண்டியம் (*Sc*), இட்ரியம் (*Y*), லந்தானம் (*La*) முதல் லுடீசியம் (அணு எண் 57 முதல் 71 வரை) வரையுள்ள 15 அருமண் உலோகங்கள் என்ற லாந்தனைடு தனிமங்கள் (rare earth metals/lanthanide elements) மற்றும் ஆக்டீனியம் (*Ac*) முதல் லாரன்ஷியம் (அணு எண் 89 முதல் 103 வரை) வரையுள்ள 15 ஆக்டினைடு தனிமங்கள் (actinide elements) ஆக 32 இடைநிலைத் தனிமங்கள் (transitional elements) உள்ளன. இரு உப தொகுதிகளிலும் மொத்தம் 5+32=37 தனிமங்கள் இருக்கின்றன. தனி அட்டவணையில் மொத்தம் ஹைட்ரஜன் முதல் லாரன்ஷியம் ஈறுக 103 தனிமங்களே உள்ளன.

இத் தொகுதியில் வலப்பக்கமுள்ள மாதிரித் தனிமங்களில் போரன், அலுமினியம் இரண்டே உமது பாடப் பகுதியில் உள்ளதால், இவற்றைப்

பற்றியே இங்குச் சொல்லப்படும். இவற்றின் அமைப்பு பிறைக் குறிகளினுள்ளும், உப ஷெல்களிலுமுள்ள (sub-shells) எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு அடைப்புக் குறிகளிலும் காட்டப்பட்டுள்ளது. B-ன் ஈற்றயல் ஷெல்லில் இரண்டும் Al-ன் ஈற்றயல் ஷெல்லில் எட்டு எலெக்ட்ரான்களும் உள்ளதால் இவற்றின் பௌதிக, வேதியப் பண்புகள் பெரிதும் வேறுபட்டனவாக உள்ளன.

போரானுக்கும் அலுமினியத்துக்கும் இடையேயுள்ள ஒற்றுமை, வேற்றுமைகள் : கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ள அட்டவணையிலிருந்து இவற்றின் பண்புகளை அறியலாம். போரானின் பருமன் மிகச் சிறியது. ஆகையால், அதற்கு அலோகப் பண்புகள் உள்ளன. தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரே தொகுதியில் அடுத்தடுத்துள்ள வேறு எந்தத்

பண்புகள்	B	Al
அணு எண் ...	5	13
இணைதிறன் ...	3	3
ஒப்பு அடர்த்தி ...	2·33	2·70
உருகு வெப்பநிலை°C ...	2330	660
கொதி வெப்பநிலை°C ...	2550	2270
சகபிணைப்பு ஆரம் A ...	0·20	0·50
எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் ...	2·0	1·5
M^{+3} அயனியின் ஆரம் ...	0·20	0·50
அயனியாக்கும் மின்அழுத்தம் ...	8·3	5·98

தனிமங்களுக்கும் இடையேயில்லாத அளவு போரானுக்கும் அலுமினியத்திற்கும் இடையே வேற்றுமைகள் உள்ளன. மூலைவிட்டத் தொடர்பு காரணமாக போரானின் வேதியியல் 4ஆம் தொகுதியிலுள்ள இரண்டாம் தனிமமான சிலிகானின் வேதியியலை ஒத்துள்ளது.

ஒற்றுமைகள் : இவ்விரு தனிமங்களும் மூன்று இணைதிறன் உடையவை; இவற்றின் சேர்மங்கள் மின்பிணைப்பையும், சகபிணைப்பையும் கொண்டவை. இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் (M_2O_3) ஈரியல்புடையன; இவை அமிலங்களுடனும் காரங்களுடனும் இணைகின்றன.

$$B_2O_3+6HCl \rightarrow 2BCl_3+3H_2O$$

$$Al_2O_3+6HCl \rightarrow 2AlCl_3+3H_2O$$

$$B_2O_3+6NaOH \rightarrow 2Na_3BO_3+3H_2O$$

$$Al_2O_3+2NaOH \rightarrow 2NaAlO_2+H_2O$$

இவற்றின் டிரைகுளோரைடுகள் எளிதில் ஆவியாகும் தன்மை உடையன ; அவை எளிதில் நீர்ப்பகுக்கைக்கு உட்படுகின்றன.

$$BCl_3+3H_2O \rightarrow H_3BO_3+3HCl$$
$$AlCl_3+3H_2O \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow +3HCl$$

இக் குளோரைடுகளைப் பின்வரும் பொது முறையால் தயாரிக்கலாம். இவற்றின் ஆக்சைடு மற்றும் கார்பன் கலவையைக் குளோரினுடன் சூடேற்றினால், இவற்றின் குளோரைடுகள் ஆவியாகப் பெறப்படுகின்றன.

$$B_2O_3+3C+3Cl_2 \rightarrow 2BCl_3+3CO$$
$$Al_2O_3+3C+3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3+3CO$$

இத் தனிமங்களை நைட்ரஜனுடன் சூடாக்குவதன் மூலம் இவற்றின் நைட்ரைடுகளைப் பெறலாம். இந் நைட்ரைடுகள் செஞ்சூட்டில் கொதி நீராவியுடனும் உருகிய காரங்களுடனும் வினைப்பட்டு அம்மோனியாவைத் தருகின்றன.

$$BN+3H_2O \rightarrow H_3BO_3+NH_3 \uparrow$$
$$BN+3NaOH \rightarrow Na_3BO_3+NH_3 \uparrow$$
$$AlN+3H_2O \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow +NH_3 \uparrow$$
$$AlN+NaOH+H_2O \rightarrow NaAlO_2+NH_3 \uparrow$$

இவ்விரு தனிமங்களும் நிறமற்ற, எளிதில் தீப்பிடிக்கக்கூடிய ட்ரை அல்கைல் சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன.

$$2BCl_3+3Zn(CH_3)_2 \rightarrow 2B(CH_3)_3+3ZnCl_2$$
$$2Al+3Hg(CH_3)_2 \rightarrow 2Al(CH_3)_3+3Hg$$

வேற்றுமைகள் : இவ்விரு தனிமங்களும் கீழ்க்கண்டவைகளில் வேறுபடுகின்றன.

போரான்	அலுமினியம்
(1) உறுதியான அலோகம்.	மென்மையானதும் இலேசானதுமான உலோகம்.
(2) நீருடனும் கொதிநீராவியுடனும் வினைப்படுவதில்லை.	கொதிநீராவியுடன் H_2-ஐ விலக்குகிறது.
(3) ஹைடிரஜனுடன் நிலையான ஹைடிரைடுகளைக் கொடுக்கிறது.	இது ஹைடிரஜனுடன் வினைப்படாது.

போரான்	அலுமினியம்
(4) இதன் ஹைடிராக்ஸைடு [$B(OH)_3$ அல்லது H_3BO_3] ஓர் அமிலம்.	$Al(OH)_3$ ஈரியல்புள்ளது.
(5) இத் தனிமம் உருகிய காரங்களுடன் ஹைடிரஜனை விலக்குகிறது. $2B+6NaOH \rightarrow 2Na_3BO_3 +3H_2\uparrow$	சூடான காரக் கரைசல்களுடன் வினைப்பட்டு ஹைடிரஜனை விலக்குகிறது. $2Al+2NaOH+2H_2O \rightarrow 2NaAlO_2+3H_2\uparrow$
(6) இதன் உச்சவரம்பு சகபிணைப்பு நான்கு.	இதன் உச்சவரம்பு சகபிணைப்பு மூன்று.
(7) இது HClஉடன் வினைப்படாது.	இது HClஉடன் $AlCl_3$ஐயும் ஹைடிரஜனையும் கொடுக்கிறது.

மேலே கண்ட பண்பு வேற்றுமைகளுக்குக் காரணமான இத் தனிமங்களின் பௌதிக மாறிலிகளை முன்னேயுள்ள அட்டவணையில் காண்க.

போரானும் சிலிக்கானும் மூலைவிட்டத் தொடர்பால் கீழ்க்கண்ட பண்புகளில் பெரிதும் ஒத்துள்ளன.

(a) இவ்விரண்டும் மாற்று அமைப்புகளைக் கொண்ட தனிமங்களாய் உள்ளன. இவற்றில் ஒன்று படிக உருவமுடையது; மற்றொன்று, படிக வடிவற்றது. (b) இவ்விரண்டு தனிமங்களும் அலோகப் பண்புள்ள நொறுங்கக்கூடிய, அதிக உருகுநிலையுள்ள திண்மங்கள்; இவை சிறிதளவே வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் கடத்தும்; (c) இவற்றின் ஆக்சைடுகளும், ஹைடிராக்ஸைடுகளும் அமில குணமுடையவை—B_2O_3, H_3BO_3 (போரிக் அமிலம்); SiO_2, H_2SiO_3 (சிலிசிக் அமிலம்); (d) இவ்விரு தனிமங்களின் ஹைடிரைடுகளும் நிறமற்ற எரியக்கூடிய நிலையற்ற வாயுக்கள்—B_2H_6, Si_2H_6. இந்த ஹைடிரைடுகள் வீரியமுள்ள ஒடுக்கிகள்—$AgNO_3$-ஐ Agஆக ஒடுக்குகின்றன. (e) இவற்றில் நீரற்ற ஹாலைடுகள் எளிதில் ஆவியாகும் நிறமற்ற நீர்மங்கள் (liquids); இவை எளிதில் நீரால் பகுபடும்.

$$BCl_3+3H_2O \rightarrow H_2BO_3+3HCl$$

$$SiCl_4+3H_2O \rightarrow H_2SiO_3+4HCl$$

(f) இவ்விரு அலோகத் தனிமங்களும் ஃபுளூரைடு அணுவுச் சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

$$HBF_4 \xleftarrow{HF} BF_3 \xrightarrow{KF} KBF_4$$

ஃபுளூவோ போரிக் அமிலம் — பொட்டாசியம் ஃபுளூவோ போரேட்டு

$$H_2SiF_6 \xleftarrow{2HF} SiF_4 \xrightarrow{2KF} K_2SiF_6$$

ஃபுளூவோ சிலிசிக் அமிலம் — பொட்டாசியம் ஃபுளூவோ சிலிகேட்டு

(g) இவ்விரு அலோகங்களும் தனித்தனியே கார்பனுடன் சுமார் 2000° வெப்பநிலையில் இணைந்து மிகவும் கடினமான வெப்பம் தாங்கவல்ல (refractory) உராய்பொருள்களைத் (abrasives) தருகின்றன.

இடைநிலை உபதொகுதித் தனிமங்கள் (Sc, Y, La-Lu, Ac'—Lw): இடைநிலை உபதொகுதித் தனிமங்களான ஸ்காண்டியம், இட்ரியம், லந்தானம் முதல் லுடீசியம் ஈருகவுள்ள 15 லாந்தனேடு தனிமங்களும், ஆக்டீனியம் முதல் லாரன்ஷியம் வரையுள்ள பதினைந்து தனிமங்களும் பல பொதுப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. இவை அரிதில் கிடைப்பன; அதிகப் புழக்கத்தில் இல்லாதன. இவற்றின் ஹைடிராக்ஸைடுகள் காரமண் உலோக ஹைடிராக்ஸைடுகளுக்கு அடுத்தபடியான காரத்தன்மையுடையன. இவை இரட்டை சல்பேட்டுகளை எளிதில் கொடுக்கும். இவை கரிம உலோகச் சேர்மங்களைக் கொடுப்பதில்லை.

மேலே குறித்த பண்புகளுக்கு மாறாக B, Al, Ga, In, Tl ஆகிய மாதிரித் தனிமங்கள் வேறு உபதொகுதியில் உள்ளன. இவற்றின் ஹைடிராக்சைடுகள் வீரியமற்ற காரங்கள்; இவை $[\overset{I}{M_2}SO_4, \overset{III}{M_2}(SO_4)_3 \cdot 24H_2O]$ என்ற வாய்பாடுடைய ஆலங்களைக் கொடுக்கின்றன; ஆனால், இரட்டை உலோக சல்ஃபேட்டுகளைக் கொடுப்பதில்லை; இவற்றின் நீரற்ற ஹாலைடுகள் அறை வெப்பநிலையில் எளிதில் ஆவியாகின்றன; இவை உலோக அல்கைல்களைக் கொடுக்கின்றன.

23-a. அலுமினியம்
(Aluminium)

இவ்வுலோகத்தை ஏழைகளின் வெள்ளி என்பர். இது பூமியின் மேலோட்டில் இருக்கும் தனிமங்களின் அளவில் மூன்ருவது இடத்தை வகிக்கிறது (8%); கிடைக்கும் உலோகங்களில் முதலிடத்தைப் பெறுகிறது. எனினும், பெருவாரியாகக் கிடைக்கும் உலோக சிலிகேட்டுகளிலிருந்து எளிய, மலிவான முறையில் அலுமினியத்தைப் பிரித்தெடுப்பது இயலாது. மேலும் இவ்வுலோகத்தில் Fe, Si மாசுகள் இருந்தால் பயன்படாது. இம் மாசுகளைப் பாக்சைட்டு போன்ற கனிமங்களிலிருந்து நீக்குவது மிக அவசியம்.

தோற்றம்: I. உலோக அலுமினிய இரட்டைச் சிலிகேட்டுகள்: (a) Soda felspar (albite), Na_2O, Al_2O_3, $6SiO_2$; (b) Potash felspar (orthoglase), $K_2O\ Al_2O_3\ 6SiO_2$; (c) Potash mica (காக்கைப் பொன்), $K_2O\ 2Al_2O_3$, $6SiO_2$, $2H_2O$.

II. வெண் களிமண் (Kaolin); Al_2O_3, $2SiO_2$, $2H_2O$. சாதாரண களிமண் பலவித உலோக ஆக்சைடு மாசுகளையும் மற்றப் பொருள்களையும் கொண்டிருப்பதால் பன்னிறம் கொண்டுள்ளது.

III. ஆக்சைடு கனிமங்கள்: கொரண்டம் (Corundum) Al_2O_3; பாக்ஸைட்டு (Bauxite) $Al_2O_3 . 2H_2O$. பாக்ஸைட்டு கனிமத்திலிருந்து தான் அலுமினியம் பெறப்படுகிறது. நம் நாட்டில் பீகார், பம்பாய், மத்தியப் பிரதேசம், மைசூர், காஷ்மீர், தமிழகம் (சேலம் ஜில்லா) முதலிய இடங்களில் பாக்ஸைட்டு கிடைக்கிறது. அசன்சால், ஆல்வாய், மேட்டூர் முதலிய நகரங்களில் அலுமினியத் தொழிற்சாலைகள் இருக்கின்றன. கனடா, ரஷ்யா, ஃபிரான்சு, பிரிட்டன், அமெரிக்கா, வட அமெரிக்கா முதலிய நாடுகள் பெருவாரியாக அலுமினியத்தை உற்பத்தி செய்கின்றன.

IV. இரட்டை ஃப்ளூரைடு கனிமம்: கிரையோலைட்டு (Cryolite), $3NaF, AlF_3 . = Na_3AlF_6$. இக்கனிமம் உலகிலேயே பெருவாரியாகக் கிரீன்லாந்து தீவில் கிடைக்கிறது. இது அலுமினிய உற்பத்திக்கு இன்றியமையாதது. இதைச் செயற்கை முறையிலும் தயாரிக்கிருர்கள்.

அலுமினிய உலோக இயல்

மாசுகள் கலந்த பாக்ஸைட்டு ($Al_2O_3 \cdot 2H_2O$ + Fe_2O_3, SiO_2, TiO_2) →

1. ஹால் முறை (Hall): கனிமத்தை Na_2CO_3 உடன் உருக்கி, நீரில் கரைத்து வடிகட்டல். பிறகு CO_2 வாயுவைக் கரைசலில் செலுத்தி $Al(OH)_3$ பெற்று, வடிகட்டிப் பிரித்தல்.

2. பேயர் முறை (Baeyer): இம்முறையில் SiO_2 மாசுகள் 7%-க்கும் குறைவாக இருத்தல் வேண்டும். அடர் $NaOH$ கரைசலைக் கொண்டு கனிமத்தை ஆட்டோகிளேவில் (autoclave) 150°C-ல் சூடேற்றி, நீரில் கரைத்து, மாசுகளினின்றும் வடிகட்டி $NaAlO_2$ கரைசலைப் பெறுதல். பின்னர் நீரால் விளாவி, குளிர்வித்துப் புதிய $Al(OH)_3$ஐச் சிறிது சேர்த்து, $Al(OH)_3$ஐ வீழ்படிவாகப் பெறல். அதை வடிகட்டிப் பிரித்தல்.

3. செர்பெக்கின் முறை (Serpeck): இம்முறை சிலிகன் டையாக்ஸைடு அதிகம் கலந்த கனிமங்களுக்கு உகந்தது. பொடி செய்த கனிமம் $+ C + N_2 \xrightarrow[\Delta]{1800°C}$ அலுமினிய நைட்ரைடு + சிலிகான். கிடைத்த AlNஐ நீரால் சிதைத்து $Al(OH)_3$ஐப் பெறுதல்.

→ மிகச் சூடேற்று → தூய அலுமினா Al_2O_3

அலுமினிய உலோகவியல் மூன்று முக்கியமான பிரிவுகள் கொண்டது. (a) Fe, Si, Ti முதலிய மாசுகள் கொண்ட பாக்சைட்டு கனிமத்திலிருந்து தூய அலுமினாவைப் (Al_2O_3) பெறுதல்; (b) தூய்மையான Al_2O_3-ஐக் கிரையோலைட்டுடன் உருக்கி மின்னாற் பகுத்தல்; (c) அலுமினியத்தைத் தூய்மைப்படுத்துதல்.

மேற்கண்ட முறைகளில் நிகழும் வினைகள் :

(1) ஹால் முறை : $NaOH + Al(OH)_3 \rightarrow NaAl(OH)_4$
$2NaAl(OH)_4 + CO_2 \rightarrow 2Al(OH)_3 + Na_2CO_3 + H_2O$

(2) பேயர் முறை : $Al_2O_3 + 2NaOH \rightleftharpoons 2NaAlO_2 + H_2O$
$2NaAlO_2 + CH_2O \rightleftharpoons 2NaOH + 2Al(OH)_3 \downarrow$

(3) செர்பெக் முறை : $Al_2O_3 + 3C + N_2 \rightarrow 2AlN + 3CO$
$AlN + 3H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + NH_3 \uparrow$

இம் மூன்று முறைகளிலும் $Al(OH)_3$ பெறப்படுகிறது. இதை மிகவெப்ப நிலையில் சூடேற்றினால் அலுமினிய ட்ரையாக்சைடு கிடைக்கிறது.

$$2Al(OH)_3 \xrightarrow{\triangle} Al_2O_3 + 3H_2O$$

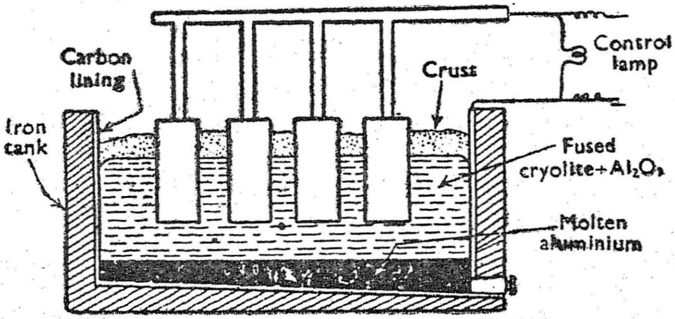
(b) **அலுமினாவை மின்னாற் பகுத்தல்:** கார்பனால் உட்பக்கம் கவசமிடப்பட்ட (lined) இரும்புத் தொட்டி எதிர்மின் முனையாகச் செயல்படுகிறது. இத் தொட்டியில் மின்பாய்ச்சலால் உண்டான வெப்பத்தால் கிரையோலைட்டு உருக்கப்படுகிறது. இதில் Al_2O_3 கரைந்து மின்பகுப்புக்கு உள்ளாகிறது. படத்தில் காட்டியபடி கார்பன் தண்டுகள் பல வரிசையாகத் தாமிர இடுக்கிகளில் பொருத்தப்பட்டிருக்கின்றன. 5·5 வோல்ட் மின்சாரம் செலுத்தப்படுகிறது. தொட்டியின் உள்ளே இருக்கும் உருகிய கலவையின் வெப்பநிலை சுமார் 1000°. இவ்வுருகிய கலவையின்மேல் காணப்படும் கண் கூசத்தக்க வெளிச்சம் கண்ணில் படாதபடி இருக்க நிலக்கரிப் பொடியைத் தூவுவர். அடிக்கடி அலுமினாவைத் தொட்டியில் போடவேண்டும். உருகிய சுமார் 99% தூய அலுமினிய உலோகம் தொட்டியின் அடிப்பாகத்தில் படிகிறது.

$$2Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2$$

$4Al \downarrow$ எதிர் மின்முனையில்; $3O_2 \downarrow$ நேர் மின்முனையில்

இம் மின்பகுப்பு முறையில் பெருவாரியாக மின்சக்தி செலவழியப்படுவதால் நீர்மின்சாரம் மலிவாகக் கிடைக்குமிடங்களில் அலுமினியத் தொழிற்சாலைகள் நிறுவப்படுகின்றன. அடிக்கடி கார்பன் நேர்மின்

முனைகளைப் புதுப்பிக்க வேண்டும். ஏனெனில், அவை இம்முனையில் வெளிப்படும் ஆக்சிஜனோடு 1000° வெப்பநிலையில் வினைப்பட்டு எரிந்து விடுகின்றன.



படம் 44.

(c) ஹூப் (Hoope) முறையில் அலுமினியத்தைத் தூய்மைப் படுத்தல்: *Si, Fe, Ti, Cu* முதலிய மாசுகள் அலுமினியத்தைப் பயனற்றதாக்கிவிடும். அவைகளை ஹூப் முறையில் நீக்குதல் அவசியம்.

பௌதிகப் பண்புகள் : தூய அலுமினியம் வெள்ளி போன்ற பளபளப்பான உலோகம். இதை நன்கு மெருகேற்றலாம். இதன் ஒப்பு அடர்த்தி—2·7. ஆகையால், இது மிக இலேசான உலோகம். உருகுநிலை—660°. தாமிரம், மற்றும் இரும்புக்கு அடுத்தபடியாக அதிகமான இழுவிசை வலுக்கொண்டது; இதைக் கம்பியாக நீட்டலாம்; தகடாகத் தட்டலாம். எடைக்கு எடையாக ஒப்பிடும் போது *Al*, தாமிரத்தைக் காட்டிலும் நல்ல மின்கடத்தி; இது ஒரு நல்ல வெப்பக் கடத்தியும்கூட.

வேதியப் பண்புகள்: தூய பளபளப்பான இவ்வுலோகம் காற்றுடன் வினைப்பட்டு, அதன்மேல் மிக மெல்லிய கண்ணுக்குத் தெரியாத படலமாக Al_2O_3 உண்டாகிறது. இதனால் மேலும் வினை நிகழ்வதில்லை. இவ்வுலோகம் சூடுற்றநிலையில் ஆக்சிஜனுடன் சுடருடன் எரிந்து அதிக வெப்பத்தையும் Al_2O_3ஐயும் கொடுக்கிறது.

$$2Al(S)+3/2O_2(g)\rightarrow Al_2O_3(S)+399 \text{ கி. கலோரிகள்.}$$

இது ஒரு வெப்பம் வெளிவிடும் வினை (exothermic reaction); இவ் வினை நிகழும்போது சுமார் 3000° வெப்பநிலை உண்டாகிறது.

ஒரு கிராம் அலுமினியம் 7470 கலோரி வெப்பத்தைத் தருகிறது. இவ் வினையை கோல்ஷ்மிட்டு தெர்மைட்டு முறை (Goldschmidt thermite process) என்பர். அலுமினிய நுண்பொடி, Fe_2O_3, Cr_2O_3, MnO_2 போன்ற உலோக ஆக்சைடுகளுடன் வீரியமாக வினைப்பட்டு அவற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனைத் தான் கவர்ந்து Al_2O_3ஆக மாறுகிறது. அவ்வுலோகங்கள் விடுவிக்கப்படுகின்றன.

$$2Al+Fe_2O_3 \rightarrow 2Fe+Al_2O_3+202 \text{ கி. கலோரிகள்.}$$

மேலேகண்ட வினை நிகழும்போது, அதிக அளவில் வெப்பம் வெளிப்படுவதால், Al_2O_3-ம் விடுவிக்கப்பட்ட உலோகமும் உருகிய நிலையில் இருக்கின்றன. இக் கொள்கையைப் பின்பற்றி அலுமினியம், தீப்பற்றவைக்கும் பாம்களில் (incendiary bombs) உபயோகப் படுத்தப்படுகிறது. மேற்கண்ட தெர்மைட்டு வினை நிகழ்வதற்குக் காரணம் Al-க்கும் ஆக்சிஜனுக்கும் இடையே உள்ள கவர்ச்சியும், Al_2O_3-ன் நிலையான தன்மையுமே யாகும்.

நீருடன் வினை : தூய அலுமினியம் நீருடன் வினைப்படாது. ஆனால், அலுமினியப் பாத்திரங்களில் மாசுகள் இருப்பதாலும், நீரில் பல உப்புகள் கரைந்திருப்பதாலும் இப் பாத்திரங்கள் அரிமானத்திற்கு உட்படுகின்றன.

அமிலங்களுடன் வினை : நீர்த்த HCl மற்றும் H_2SO_4 உடன் வினைப்பட்டு ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது. ஆனால், அடர் சல்பூரிக் அமிலம் பின்வருமாறு வினைபுரிகிறது.

$$2Al+6H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3+3SO_2\uparrow+6H_2O$$

அடர் HNO_3 அலுமினியத்துடன் வினைப்படும்போது, அதன் மேல் ஒரு மெல்லிய ஆக்சைடு படலம் ஏற்படுவதால், யாதொரு வினையும் நிகழ்வதில்லை. இரும்பு, அலுமினியம் போன்ற உலோகங்கள் அடர் HNO_3-ல் செயலறு நிலையை அடைகின்றன.

காரங்களுடன் வினை : அலுமினியம் ஈரியல்புள்ள தனிம மாதலால், காரக் கரைசல்களுடன் வினைப்பட்டு ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$2Al+2NaOH+2H_2O \rightarrow 2NaAlO_2+3H_2\uparrow.$$

பயன்கள் : அலுமினியம் சமையல் பாத்திரங்கள், இலேசான உலோகக்கலவைகள் (light alloys), மின்சாரத்தைத் தாங்கிச் செல்லும் கம்பிகள், தீப்பற்றவைக்கும் பாம்கள், டைனமோ மற்றும்

மோட்டார்களிலுள்ள நகரும் கம்பிச் சுருள்கள், அலுமினியப் பெயின்டுகள் முதலியவற்றில் பயனாகிறது.

உலோகக் கலவைகள்

அலுமினியம் கொண்ட பல உலோகக் கலவைகள் மிகக் குறைந்த ஒப்பு அடர்த்தியையும், வலுவையும், குறைந்த விலையையும் பெற்றிருப்பதால் (*Al* has kitten's weight but lion's strength) மிக்க பயனுடையவை.

(a) **மக்னலியம்** (Magnalium): இவ்வலுமினியக் கலவையில் 30% வரை மெக்னீஸியம் கலந்துள்ளது. இது தராசுகள், விமானங்கள், மோட்டார் கார் முதலியவற்றின் பாகங்கள் செய்ய உதவுகிறது.

(b) **டூரலுமின்** (Duralumin): இக் கலவையின் அமைப்பு: 95% *Al*, 4% *Cu*, 0·5% *Mg*, 0·5% *Mn*. இதுவும் ஆகாயவிமான பாகங்கள் செய்யப் பயனாகிறது.

(c) **அலுமினிய வெண்கலம்** (Aluminium bronze): இக் கலவையில் 90% *Al*-ம் 10% தாமிரமும் உள்ளது. இக் கலவை எளிதில் உருகும்; தங்கம் போன்ற பொலிவுள்ளது; அரிமானத்திற்கு உட்படாதது; சாதாரண வெண்கலத்தைக் காட்டிலும் வலுவானது. ஆகையால், பகட்டான போட்டோ சட்டங்கள், வேலைப்பாடுள்ள கலைப் பொருள்கள், நாணயங்கள் முதலியன செய்யப் பயன்படுகிறது.

அலுமினியச் சேர்மங்கள்

அலுமினிய டிரையாக்சைடு, Al_2O_3 (Aluminium trioxide): தூய நிலையில் வெள்ளை நிறமானது; இயற்கையில் கிடைக்கும் பாக்ஸைட்டிலிருந்து இதைப் பல முறைகளில் தூய்மைப்படுத்திப் பெறுவதை இவ்வுலோகவியலில் படித்தீர்கள். அலுமினியம் ஆக்ஸைடை மின்னுலைகளில் 3000°-க்குச் சூடேற்றி கடினத் தன்மையுள்ள Al_2O_3-ஐப் பெறுகிறார்கள். இதைக் காரத் தன்மையுள்ள தீக் கற்களாக (fire bricks) உலைகளின் உட்புறச் சுவர்களில் பயன்படுத்துகிறார்கள். அவ்வாக்ஸைடை சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து அலுமினிய சல்ஃபேட்டையும் ஆலங்களையும் பெறுகிறார்கள். செயற்கை முறையில் பல நிறங்களையுடைய நகைக் கற்களை (gem stones) செய்யவும் அலுமினியம் டிரையாக்ஸைடு பயன்படுகிறது. இவ்வாக்ஸைடை, அலுமினியத்தை ஆக்ஸிஜனில் சூடேற்றியோ இதன் ஹைட்ராக்ஸைடைச் சூடேற்றியோ பெறலாம். இது நீரில் கரையாப் படிகவுருவற்ற வெண்பொடி; அமிலங்களில் கரையும்; ஆனால், மிக அதிக

வெப்பநிலையில் (1000°-க்கு மேல்) சூடேற்றினால் இது அமிலங்களில் கரையாத ஆல்பா அலுமினா ($\alpha - Al_2O_3$)ஆக மாறுகிறது. இத்தகைய அமைப்பில்தான் இயற்கையில் கொராண்டம் (Corandum) என்ற கனிமம் கிடைக்கிறது. இது சிலிகன் கார்பைடுக்கு அடுத்ததாகக் கடினத் தன்மையில் (மோஹர் கடினத்தன்மை எண் = 9) இருப்பதால், மெருகிடும் பட்டைச்சீலைகளைச் (abrasives) செய்ய உதவுகிறது; பலவண்ணம் கொண்ட நகைக் கற்களை (artificial coloured gem stones) இவ்வகை ஆல்ஃபா அலுமினாவையும் நிறமுள்ள உலோக ஆக்ஸைடுகளையும் கலந்து ஆக்ஸிஜன்-ஹைட்ரஜன் சுடரில் உருக்கிச் செய்கிறார்கள்.

$$Al(OH)_3 \xrightarrow[\Delta]{950^\circ} \gamma - Al_2O_3 \xrightarrow[\text{மேல்}]{1000^\circ\text{க்கு}} \alpha - Al_2O_3$$

காமா வகை அலுமினா நீரை ஈர்க்கும்; அமிலங்களில் கரையும்.

அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, $Al(OH)_3$ (Aluminium hydroxide): அலுமினிய உப்புக் கரைசலில் NH_3 அல்லது Na_2CO_3ஐக் கலந்தால் இது கோழை போன்ற வெண்மையான வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. புதிதாக வீழ்படிவாகப் பெற்றதை அமிலங்களில் கரைக்கலாம்; ஆனால், சிறிது காலம் கடந்தால், இதன் அமைப்பு மாறுவதால் அமிலங்களில் கரைவதில்லை. இதன் அமைப்பு $Al_2O_3.nH_2O$ என்றும் கூறுவர். இது ஈரியல்புள்ள காரம்; அமிலங்களில் கரைந்து உப்புகளையும், காரங்களில் வினைப்பட்டு மெட்டா அலுமினேட்டுகளையும் கொடுக்கிறது.

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NH_4OH \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3(NH_4)_2SO_4$$
$$Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$
$$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow NaAlC_2 + 2H_2O$$

இச் சேர்மத்தைச் சாயமேற்றும்பொழுது நிறம் கவ்வியாகவும் துணிகளுக்கு நீரில் நனையாத் தன்மை கொடுக்கவும், காகிதங்களுக்கு மை ஊறாமல் இருக்கச் செய்யவும், கலங்கிய நீரைத் தெளியவைக்கவும் உபயோகிக்கிறார்கள்.

அலுமினிய ஃபுளூரைடு, AlF_3 (Aluminium fluoride):

$$2Al + 6HF \xrightarrow{\text{செஞ்சூடு}} 2AlF_3 + 3H_2$$

Al^{+3} அயனியின் அளவு சிறியது; மேலும் +3 மின்னேற்றமுடைய தால், இவ்வயனிக்கு மின்னேற்றச் செறிவு (charge density) அதிகம். ஆதலால், Al^{+3} அயனி F உடன் AlF_n^x ($n = 2$ to 6) ($x = +2, +, -, -2, -3$) அயனிகளைக் கரைசல்களில் கொடுக்கிறது.

சோடிய, அலுமினிய இரட்டை ஃபுளூரைடு ($3NaF, AlF_3 = Na_3AlF_6$) என்பது கிரையோலைட்டு. இதன் பெயர் சோடியம் அலுமினோ ஃபுளூரைடு. இது 1000° வெப்பநிலையில் உருகும் பனிக்கட்டி போன்ற வெண்படிகம். கிரீன்லாந்திலிருந்து இதைப் பெற முடியாத போது இதைச் செயற்கை முறையில் பெறுவர்.

$$12NaF + Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 3Na_2SO_4 + 2Na_3AlF_6$$

கண்ணாடிக்குப் பால் போன்ற நிறத்தைக் கொடுக்கவும், எனுமல் செய்யவும், மிக முக்கியமாக அலுமினியத்தை Al_2O_3-லிருந்து மின் பகுப்பு முறையில் பிரித்தெடுக்கவும் கிரையோலைட்டு பயன்படுகிறது.

அலுமினியம் டிரைகுளோரைடு, $AlCl_3$ (Aluminium trichloride) : கீழே கண்ட மூன்று சமன்பாடுகள் இதைத் தயார் செய்யும் முறைகளை விளக்குகின்றன :

$$2Al + 3Cl_2 \xrightarrow{\triangle} 2AlCl_3$$

$$Al_2O_3 + 3C + 3Cl_2 \xrightarrow{\triangle} 2AlCl_3 + 3CO\uparrow$$

$$Al_2O_3 + 3CO + 3Cl_2 \xrightarrow{\triangle} 2AlCl_3 + 3CO_2\uparrow$$

மேற்கண்ட முறைகளில் பெறப்பட்டது நீரிலாச் சேர்மம்; இது ஈரக்காற்றில் புகைந்து சிதையும்; ஆகவே, இதைத் தயார் செய்யும் போது ஈரக்காற்று படாமல் பார்த்துக்கொள்ளவேண்டும்.

$$AlCl_3 + 3H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + 3HCl$$

இதற்கு அதிக முனைவாக்கத் திறனும் (Polarising action) இரு முனைத் திருப்புதிறனும் (டைபோல் மோமெண்டும்) இருப்பதால், எஸ்டர்கள், ஈதர்கள், அமில குளோரைடுகள் முதலியவற்றுடன் கூட்டுச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது; பல கரிம வேதியியல் வினைகளில் (Friedel and crafts reaction போல) $AlCl_3$ வேக மாற்றியாகப் பணிபுரிகிறது. இது சக பிணைப்புள்ள (covalent) சேர்மமாதலால், எளிதில் ஆவியாகும்; கரிமக் கரைப்பான்களில் கரையும்; உருகிய நிலையில் மின்கடத்தாது; ஆனால், எளிதில் நீராற் பகுத்தலுக்கு உட்படும்.

$AlCl_3$, $6H_2O$ என்ற நீரேறிய உப்பை அலுமினியம், அதன் ஹைடிராக்ஸைடு ஏதாவது ஒன்றை நீர்த்த HCl-ல் கரைத்துப் பெறலாம்.

அலுமினியம் சல்ஃபேட்டு, $Al_2(SO_4)_3.18H_2O$ (Aluminium sulphate) : இதைச் சுத்திசெய்த பாக்ஸைட்டு கனிமத்திலிருந்து பெற்ற Al_2O_3-ஐ நீர்த்த சல்ஃபியூரிக் அமிலத்தில் கரைத்துத் தயாரிக்

கிறர்கள். துவர்ப்பு ருசி உள்ளது. நீரில் இது சிதைவுறுவதால், இதன் நீர்க்கரைசல் அமில குணமுள்ளது.

$$Al_2(SO_4)_3+6H_2O \rightleftharpoons 2Al(OH)_3+3H_2SO_4 \text{ (நீரில்)}$$

$$Al_2(SO_4)_3 \xrightarrow{\triangle} Al_2O_3+3SO_3\uparrow \text{ (சூடேற்றினுல்)}$$

பயன்கள் : தீயணைக்கும் கருவிகளிலும் (foamite fire extinguisher), சாயம் போடுவதில் நிறம் கவ்வியாகவும், பொட்டாஸிய ஆலம் செய்யவும், தோல் பதனிடவும் இது உதவுகிறது.

ஆலங்கள் (Alums) : Al^{+3}, Cr^{+3}, Fe^{+3} போன்ற மூவிணை திறனுள்ள உலோக அயனிகளும், ஓரிணைதிறனுள்ள பெரிய அளவு உலோக அயனிகளும் (K^+, $NH_4{}^+$) சல்ஃபேட்டு அயனிகளும் இணைந்து $M^+M^{+3}(SO_4)_2.12H_2O$ என்ற பொதுவான வாய்பாடுள்ள படிகநீருடைய இரட்டை உலோக சல்ஃபேட்டுப் படிகங்களைத் தருகின்றன. இவற்றை ஆலங்கள் என்பர். இதையே $M_2'(SO_4)$, $M_2''(SO_4)_3$, $24H_2O$ என்னும் வாய்பாட்டால் குறிப்பர்.

$$M'=K^+, NH_4{}^+, Rb^+$$

$$M''=Al^{+3}, Fe^{+3}, Cr^{+3}$$

ஆலங்கள் ஒத்த வடிவான (isomorphous) எண்முகப் படிகங்கள் (octahedral crystals) ; சாயமேற்றும் தொழிலில் நிறம் கவ்வியாக இவை பயன்படுகின்றன. உதாரணம் :

$NaAl(SO_4)_2.12H_2O$—சோடா ஆலம்

$KAl(SO_4)_2.12H_2O$—சாதாரண பொட்டாஷ் ஆலம்

$NH_4Al(SO_4)_2.12H_2O$—அம்மோனியம் ஆலம்

இப் படிகங்களில் உள்ள மொத்தம் 12 நீர் மூலக்கூறுகளில், ஆறு Al^{+3} அயனியைச் சுற்றி $[Al(H_2O)_6]^{+3}$-யும், எஞ்சிய ஆறு ஓரிணை திறனுள்ள அயனியைச் (Na^+, K^+, $NH_4{}^+$) சுற்றியும் சீராக அமைந்துள்ளன.

அலுமினிய சிலிகேட்டுகள்

இப் பாடத்தின் முதலில் கூறிய களிமங்களை நினைவில் கொள்க. வெள்ளைத் துணிகளுக்குச் சலவைத் தொழிலாளர்கள் நீலம் போடுவதால், துணிகளில் அழுக்கு இருந்தாலும் அழுக்கு நமக்குத் தெரியாமல் இருக்கிறது. இதை அல்ட்ராமெரீன் (ultramarine) என்பர். வெண் களிமண் (கயோலின்) + Na_2CO_3/Na_2SO_4 + கந்தகம் + கொஞ்சம் ரெசின் (resin) அல்லது கரித்தூள் கொண்ட கலவையைப் புடக் குகைகளில் காற்றுப் புகாதபடி செஞ்சூடேற்றினுல் கந்தகம் கலந்த

சோடிய அலுமினிய சிலிகேட்டு அணவு உண்டாகிறது. இதுதான் சலவை நீலம் (washing blue).

பீங்கான் (Ceramics Porcelain ware): வெண் களிமண், நுண்ணிய வெண்மணல், பொடியாக்கிய ஃபெல்ஸ்பார் (feldspar) முதலியவற்றை நீரில் நன்கு கெட்டியாகக் களிபோல் பிசைந்து சாமான்களாகச் செய்து உலைகளில் பக்குவமாகச் சூடேற்றவேண்டும். இத் துளையுள்ள மண்பாண்டங்களைக் கிளேசுகள், நிறங்கொண்ட உலோக ஆக்ஸைடுகள் முதலியன கொண்டு சூளையில் சுடவைத்துத் துளையற்ற, நிறமுள்ள பீங்கான் பாண்டங்களாகச் செய்கிறார்கள்.

அலுமினியத்தைப் பகுப்பு முறையில் கண்டறிதல்: (1) Al^{+3} நிறமற்றது; NH_4OH உடன் இவ்வயனி கோழை போன்ற வெண்ணிற $Al(OH)_3$ வீழ்படிவைத் தரும். இவ் வீழ்படிவு $Na(OH)$ கரைசலில் கரைந்து $NaAlO_2$ஐத் தரும். (2) கரிக்குழிச் சோதனையில் Al உப்புகள் Na_2CO_3-வுடன் வினைப்பட்டு உருகாத வெண்ணிறப் படிவைத் தரும்; இப் படிவை $CO(NO_3)_2$ கரைசலுடன் சூடேற்றினால் நீலநிறப் படிவு $[CO(AlO_2)_2]$ கிடைக்கும். (3) அளவறி பகுப்பு முறையில் Al-ஐ $Al(OH)_3$ ஆக முதலில் மாற்றி, பிறகு சூடேற்றி Al_2O_3ஐப் பெற்று, அதன் எடையைக் கண்டறியலாம்.

23-b. மூன்றுவது உட்தொகுதி
(III. Sub-Group—*La*, *Ac*)

இந்த உட்பிரிவில் உள்ள தனிமங்களும் அவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பும் பின்வருமாறு :

ஸ்காண்டியம் (*Sc*)—2, 8, 9, 2 ; இட்ரியம் (*Y*)—2, 8, 18, 9, 2 ; லான்தனேடு தனிமங்கள் அல்லது அருமண் உலோகங்கள் (Lanthanides or rare earth metals) என்பவை லண்தனம் என்ற தனிமத்திலிருந்து (*La*) லுடீசியம் (*Lu*) வரை உள்ள 15 தனிமங்கள். இவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு—2, 8, 18, $(18+x)$, 9, 2. ஆக்டீனிய தனிமங்கள் (actinides) என்பவை ஆக்டீனியத்திலிருந்து (*Ac*) லாரன்ஸியம் (*Lw*) வரை உள்ள 15 தனிமங்கள் ; இவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு : 2, 8, 18, 32, $18+x$, 9, 2.

தனிமம்	குறியீடு	அணு எண்	எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு	
ஸ்காண்டியம்	*Sc*	21	2, 8, 9, 2	
இட்ரியம்	*Y*	39	2, 8, 18, 9, 2	
லன்த்தானம்	*La*	57	2, 8, 18, 18, 9, 2	லான்தனேடுகள்
↓		↓	↓	
லுடீசியம்	*Lu*	71	2, 8, 18, 32, 9, 2	
ஆக்டீனியம்	*Ac*	89	2, 8, 18, 32, 18, 9, 2	ஆக்டினேடுகள்
↓		↓	↓	
லாரென்சியம்	*Lw*	103	2, 8, 18, 32, 32, 9, 2	

எலெக்ட்ரான் அமைப்பை ஒட்டிய தனிமங்களின் வகையீடு (Classification of elements on their electronic structure) :

(a) **மந்த வாயு தனிமவகை :** இவ்வகைத் தனிமங்களில் உள்ள அணுவில் வெளி ஷெல்லில் (outermost electron shell) இரண்டு

(He) அல்லது எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் இருக்கும்; ns^2 அல்லது ns^2np^6.

(b) பொதுவகைத் தனிமம் (Representative elements): இவ்வகை அணுவின் வெளி ஷெல்லில் ஒன்று முதல் ஏழு எலெக்ட்ரான்கள்வரை இருக்கும்: ns^1 to ns^2np^5. இவைகளை மாதிரித் தனிமங்கள் (typical elements) என்றும் அழைப்பர்.

(c) இடைநிலைத் தனிமவகை (Transitional element): இவ்வகை அணுவின் வெளி ஷெல்லில் ஒன்று அல்லது இரண்டு எலெக்ட்ரான்களும் ஈற்றயல் ஷெல்லில் (penultimate) d ஆர்பிடலில் ஒன்று முதல் பத்து எலெக்ட்ரான்கள் வரையிலும் இருக்கும்: $(n-1)\ d^{1-10},\ ns^{1-2}$.

(d) அக இடைநிலைத் தனிமவகை (Inner transitional element): லான்தனைடு மற்றும் ஆக்டினைடு தனிமங்கள் இவ்வகையைச் சேர்ந்தவை. இவ்வகை அணுவின் வெளி ஷெல்லில் இரண்டும், ஈற்றயல் ஷெல்லில் ஒன்பதும் [அதாவது $(n-1)d$ ஆர்பிடலில் ஒன்றும்] அக ஈற்றயல் ஷெல்லில் (ante-penultimate) உள்ள f ஆர்பிடலில் ஒன்று முதல் பதினான்கு எலெக்ட்ரான்கள் வரையும் இருக்கும்: $(n-2)f^{1-14},\ (n-1)d^1,\ ns^2$.

[மேலே கண்ட எலெக்ட்ரான் அமைப்பில் $n=$ வெளி ஷெல்; $(n-1)=$ ஈற்றயல் ஷெல்; $(n-2)=$ அக ஈற்றயல் ஷெல்.]

லான்தனைடுகள் (Lanthanides)

Sc, Y, La முதல் Lu வரை உள்ள 15 தனிமங்கள் ஆக 17 தனிமங்களை அருமண் உலோகங்கள் அல்லது லான்தனைடுகள் என்பர். Sc, Y தவிர மற்ற 15 உலோகங்களில் $4f$ சுற்றுப்பாதை பூஜ்யத்திலிருந்து 14 எலெக்ட்ரான்கள் வரை La இருந்து Lu வரை ஒவ்வொன்றாய் அதிகரித்துக்கொண்டு போகும். இத் தனிமங்களின் அணு அமைப்பில் கடைசி, ஈற்றயல் ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு மாற்றம் இல்லை; ஆனால், அக ஈற்றயல் சுற்றுப்பாதை மாத்திரம் எலெக்ட்ரான் எண்ணிக்கை மாறுவதால், இத் தனிமங்கள் ஆச்சரியப்படத்தக்க பொதுவான பல பௌதிக, வேதியப் பண்புகள் பெற்றவை. மேலும் இவை பொதுவாக மூன்று இணைதிறன் கொண்டவை. லான்தனைடு உலோகங்கள் உலோகப் பொலிவுள்ளவை; வெப்ப, மின்கடத்திகள் வீரியம் உள்ளவை; இவற்றின் ஹைடிராக்ஸைடுகள், கார்பனேட்டுகள், பாஸ்பேட்டுகள் மற்றும் ப்ளூரைடுகள் நீரில் மிகக் குறைந்த அளவிலேயே கரையும்; இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் மற்றும் ஹைடிராக்ஸைடுகள் கார குணமுள்ளவை.

லன்தனம் (Lanthanum)

இத் தனிமம் கேரளா இராச்சியத்தில் பெருவாரியாகக் கிடைக்கும் மானசைட்டு (monazite) தாதுவிலிருந்து பெறப்படுகிறது. லான்தனேடு உலோகங்கள் தவிர இத் தாதுவிலிருந்து தோரியமும் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இதில் கலந்துள்ள பல லான்தனேடு உலோகங்களைத் தனித்தனியே பிரித்தெடுப்பது மிகக்கடினம். இவ்வுலோகக் கலவையையே சிகரெட்டு லைட்டர்களில் (lighters) தீ உண்டாக்கும் கல்லாகப் பயன்படுத்துகிறார்கள். இத்தனிமம் மூவிணை திறனுள்ளது; $La(OH)_3$, La_2CO_3, La_2O_3, LaF_3, போன்றவை இதன் முக்கியச் சேர்மங்கள்.

ஆக்டினேடுகள் (Actinides)

ஆக்டீனியம் முதல் லாரென்ஷியம் வரை உள்ள 15 உலோகங்களை ஆக்டினேடுகள் என்பர். இவையும் லான்தனேடுகளைப் போன்றே அக இடைநிலைத் தனிம வகுப்பைச் சேர்ந்தவை. இவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு இன்னும் திட்டவட்டமாகக் கண்டுபிடிக்கப்படவில்லை. இவ்வுலோகங்களில் $5f$ ஆர்பிடலில் பூஜ்யத்திலிருந்து 14 எலெக்ட்ரான் வரை படிப்படியாக ஒவ்வொன்றாக Ac-லிருந்து Lu வரை அதிகரித்துக் கொண்டு போகின்றன. இவ்வுலோகங்கள் எல்லாமே கதிரியக்கம் கொண்டவை. லான்தனேடு தனிமங்களை ஆக்டினேடு தனிமங்கள் பொதுவாகச் சில பண்புகளில் ஒத்துள்ளன. இவற்றில் தோரியம் (90), புரோட்ரோ ஆக்டீனியம் (91), மற்றும் யுரேனியம் (92) ஆகிய மூன்று தனிமங்களே பழைய முறைப்படி தாதுக்களில் இருந்து பெறப்பட்டவை. மற்ற ஆக்டினேடு தனிமங்கள் எல்லாம் செயற்கை முறையில் உண்டாக்கப்பட்டவை. தோரியம், யுரேனியம் போன்ற உலோகங்கள் அணுசக்தி உற்பத்தி செய்யவும், நாசத்தை உண்டுபண்ணும் அணுகுண்டுகளைச் செய்யவும் பயனாகின்றன.

ஆக்டீனியம் (Actinium)

இத் தனிமத்தை கியூரி அம்மையாருடன் பணியாற்றிய டெபியரின் 1899ஆம் வருடத்தில் பிட்சுபிளண்டு தாதுவிலிருந்து பிரித்தெடுத்தார். இது மூவிணை திறனுடையது; கதிரியக்கமுள்ளது; இது இறுதியில் கதிரியக்கமற்ற 207 லெட்டு ஐசோடோப்பாக மாறுகிறது.

24. நான்காவது தொகுதித் தனிமங்கள்
(IV Group Elements)

$_{6}C$ (2, 4)

$_{14}Si$ (2, 8, 4,)

(2, 8, 10, 2,) $_{22}Ti$		$_{32}Ge$ (2, 8, 18, 4)
(2, 8, 18, 10, 2,) $_{40}Zr$		$_{50}Sn$ (2, 8, 18, 18, 4)
(2, 8, 18, 32, 18, 4). $_{72}Hf$		$_{82}Pb$ (2, 8, 18, 32, 18, 4)
(2, 8, 18, 32, 18, 10, 2) $_{90}Th$		
இடை நிலைத் தனிமங்கள்		மாதிரித் தனிமங்கள்

ஆவர்த்தன அட்டவணையில் நான்காம் தொகுதியிலுள்ள தனிமங்களை மேலே காட்டியுள்ளபடி இரு உபதொகுதிகளாகப் [(i) மாதிரித் தனிமங்கள்: *C, Si, Ge, Sn, Pb*; (ii) இடைநிலைத் தனிமங்கள்: *Ti, Zr, Hf, Th*] பிரிக்கலாம். திட்டவட்டமாகப் பார்த்தால், தோரியம் ஆக்டினைடு தனிம வகையில் சேர்ந்ததே. இவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகளை உன்னிப்பாகக் கவனித்தால் இக்குடும்பத் தனிமங்கள் பண்புகளில் பல வேறுபாடுகள் கொண்டுள்ளமைக்குக் காரணம் புலனாகும். முதலாவதாக மாதிரித் தனிமங்களின் அணுக்களில் உள்ள வெளி எலெக்ட்ரான் ஷெல் மாத்திரமே நிறைவுறாமல் நான்கு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளது (incomplete outermost shell of 4 electrons); ஆனால், இடைநிலைத் தனிமங்களின் வெளி மற்றும் ஈற்றயல் ஷெல்கள் எலெக்ட்ரான் நிறைவைப் பெறாதவை. உமது பாடப் பகுதியில், மிக அபூர்வமாகக் காணப்படும் ஜெர்மானியமும், ஹாஃபனியமும்,

ஜிர்கோணியமும் சேர்க்கப்படாததால், இவற்றைப் பற்றிப் படிக்க வேண்டுவதில்லை. பிற்சொன்ன இரண்டு உலோகங்களும் லாந்தனைடு சுருக்கத்தினால் (lanthanide contraction) மிக ஒத்த பண்புகளைக் கொண்டவை.

ஏன் கார்பனும், சிலிகனும், லெட்டும் பல பண்புகளில் வேறுபட்டிருக்கின்றன? ஏன் டின்னும் லெட்டும் மிக ஒத்த பண்புகளை உடையன? ஏன் மாதிரி, இடைநிலை உபதொகுதித் தனிமங்கள் வேறு பட்ட குணங்களைப் பெற்றுள்ளன? ஏன் Zrமும் Hfமும் மிக நெருங்கிய தொடர்புடையன? ஏன் தோரியத்தின் பண்புகள் Ti, Zr, Hf முதலிய வற்றினின்றும் மாறியுள்ளன? இந்த வினாக்களுக்கு விடை பெற வெளி, ஈற்றயல், அகாஈற்றயல் (outermost, penultimate, antepenultimate) ஆகிய மூன்று எலெக்ட்ரான் ஷெல்களைக் கூர்ந்து கவனித்தால் நன்கு புலனாகும்; கார்பனின் தனித் தன்மையும் விளங்கும். மேலும் கார்பன் அட்டவணையில் முதலிடம் பெற்றுள்ளது.

IV தொகுதித் தனிமங்களின் பௌதிக மாறிலிகள்

பண்புகள்	C	Si	Sn	Pb	Ti	Th
அணு எண்	6	14	50	82	22	90
அணு எடை	12·01	28·09	11·87	207·21	47·9	232·05
ஒப்பு அடர்த்தி	3·52 (வை) 2·25 (கிரா)	2·49	7·3	11·34	4·5	11·3
அணுப் பருமன்	3·4 (வை) 5·3	12·4	16·2	18·27	10·64	20·5
உருகுநிலை	3570°	1414°	231·8°	327·5°	1725°	1845°
கொதிநிலை	4200°	2355°	2362°	1755°		
சக இணைப்பு ஆரம் $A°$	0·77	1·17	1·40	1·46		
அயனியாக்கும் மின்னழுத்தம்	11·26	8·12	7·32	7·415		
எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்	2·5	1·8	1·7			
M^{+4} அயனியின் ஆரம்	0·15	0·41	0·71	0·84		

அட்டவணையில் நான்காவது தொகுதி உலோகக் குடும்பங்களுக்கு அடுத்தும் அலோகக் குடும்பங்களுக்கு முன்பும் மையமாக அமைந்

துள்ளதால், இக் குடும்பத் தனிமங்கள் ஈரியல்புள்ள தனிமங்கள் (amphoteric elements); எடுத்துக்காட்டாக, C-உம் Si-உம் ஹைட்ரஜனுடனும் ஹாலஜன்களுடனும் வினைப்பட்டு ஹைடிரைடுகளையும் ஹாலைடுகளையும் தருகின்றன. *Ti*, *Sn*, *Pb* போன்றவைகள் எதிர் அயனியாகவும் (Ti^{+4}, Sn^{+2}, Pb^{+2}) நேர் அயனியாகவும் (டைட்டனேட்டுகள், ஸ்டான்னேட்டுகள், ப்ளம்பேட்டுகளாகவும்) வியாபித்திருப்பதைக் காண்க.

இக் குடும்பத் தனிம அணுக்களின் இறுதி ஷெல்லில் 4 எலெக்ட்ரான்கள் இருக்கும்; இடைநிலைத் தனிமங்கள் ஈற்றயல் ஷெல்லிலிருந்து இரு எலெக்ட்ரான்களை ஈர்த்து நான்கைப் பெறும். ஆகையால், இந்த 4 எலெக்ட்ரான்கள் இழந்து M^{+4} எதிர் அயனியைக் கொடுக்கின்றன. இதற்கு மறுதலையாக 4 எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று (ஆக மாறி) சக பிணைப்புள்ள சேர்மங்களைத் தருகிறது.

கார்பன் உபதொகுதித் தனிமங்களுக்கிடையே உள்ள ஒற்றுமை, வேற்றுமைகள்

(a) **எலெக்ட்ரான் அமைப்பு:** இவற்றின் வெளி ஷெல்லில் நான்கு இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. ஆனால், இத்தனிமங்களின் ஈற்றயல் ஷெல்லிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை மாறுபட்டுள்ளது. கார்பனில் 2, சிலிகனில் 8, லெட்டிலும் டின்னிலும் 18 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன.

(b) இவ்வுப தொகுதியில் கார்பனிலிருந்து படிப்படியாக உலோகத் தன்மை அதிகரிக்கிறது. இவைகளெல்லாம் மாற்று அமைப்புகளைக் கொண்ட தனிமங்களாகும்.

(c) **இணைதிறன்:** கார்பன் மோனாக்சைடு, மற்றும் கார்பைல் அமீன்கள் (carbyl amines) ஆகியவற்றைத் தவிர மற்ற எல்லாச் சேர்மங்களிலும் கார்பன் 4 இணைதிறனைக் கொண்டு உள்ளது. சிலிகனின் இணைதிறன் எண் எப்பொழுதும் 4. டின் Sn^{+2}, Sn^{+4} ஆகிய இணைதிறன்களைக் கொண்டுள்ளது. லெட்டு சாதாரணமாக 2 இணைதிறனையும், அரிதாக [$PbCl_4$, $Pb\ (CH_3COO_4)$ போன்ற சேர்மங்களில்] 4 இணைதிறனையும் பெற்றுள்ளது.

(d) **ஹைடிரைடுகள்:** இத் தனிமங்கள் MH_4 போன்ற நிறமற்ற வாயுக்களைத் தருகின்றன. கார்பன் எண்ணற்ற, பலவித, நிலையான ஹைடிரோ கார்பன்களைத் தருகிறது. சிலிகன், ஆறு நிலையற்ற, வீரிய

முள்ள ஹைடிரோ கார்பன்களை மட்டுமே தருகிறது. டின், மற்றும் லெட் ஹைடிரைடுகளைத் தயாரிப்பது மிகக் கடினம்; மேலும் அவை மிகவும் நிலையற்றவை.

(e) **ஆக்சைடுகள் :** அணு எடை அதிகரிப்புக்கு ஏற்ப இவ்வுலோக ஆக்சைடுகளின் அமிலத் தன்மை படிப்படியாகக் குறைந்தும், காரத் தன்மை மிகுந்தும் வருவதைக் காணலாம். CO_2 மற்றும் SiO_2 அமில குணமுடையவை; SnO_2, PbO_2 ஆகியவை ஈரியல்புள்ளவை.

(f) **ஹாலைடுகள் :** இத் தனிமங்களின் டெட்ராஹாலைடுகள், [CCl_4-ஐத் தவிர] நீர்ப் பகுக்கைக்கு உட்பட்டு, ஹைடிராக்சைடுகளையோ அல்லது ஆக்சைடுகளையோ, HCl உடன் தரும். CCl_4 கொதிக்கும் $NaOH$ கரைசலுடன் நீராற் பகுக்கப்படும்.

$$SiCl_4+4H_2O \rightarrow Si(OH)_4\downarrow+4HCl$$
$$SnCl_4+4H_2O \rightarrow Sn(OH)_4\downarrow+4HCl$$
$$PbCl_4+2H_2O \rightarrow PbO_2\downarrow+4HCl$$
$$CCl_4+6NaOH \rightarrow 4NaCl+Na_2CO_3+3H_2O$$

இவற்றின் டெட்ராஹாலைடுகள் எல்லாம் எளிதில் ஆவியாகும் சகபிணைப்புள்ள நீர்மங்கள்; ஆனால், இவற்றின் டைஹாலைடுகள் (C, Si இவை டைஹாலைடுகளைக் கொடுப்பதில்லை) $[M\times 6]^{-2}$ போன்ற பொது வாய்பாடுள்ள அயனிகளைக் கொடுக்கும்—K_2SiF_6, K_2SnCl_6, K_2PbCl_6.

(g) **கார்பனின் தனிச்சிறப்பு :** பல கார்பன் அணுக்கள் ஒன்றோடொன்று இணைந்து பல்லாயிரக் கணக்கான கரிமச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. இப் பண்பை ஆங்கிலத்தில் 'catenation' என்பர்.

(h) **படிப்படியான பண்புகள் மாற்றம் (Gradation) :** இத் தனிமங்களின் பௌதிக மாறிலிகளைக் கொண்ட அட்டவணையை நோக்கினால் அணு எண்ணுடன் இவை எவ்வாறு பொதுப் போக்கு (general trends) உடையன எனத் தெரியவரும்: (i) அணு எண் அதிகரிப்புக்கேற்ப அதிகமாகும் பண்புகள்—ஒப்படர்த்தி, அணுப் பருமன், சக இணைப்பு ஆரம், M^{+4} அயனியின் ஆரம். (ii) அணு எண் அதிகரிப்புக்கு ஏற்ப குறையும் பண்புகள்—உருகுநிலை, கொதிநிலை, அயனியாக்கும் மின்னழுத்தம், எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல். (iii) அணு எண் அதிகரிப்புக் கேற்ப இவற்றின் உலோகத்தன்மை அதிகரிக்கிறது. ஆனால், ஹைடிரைடுகளின் நிலைப்புத் தன்மை குறைகிறது.

கார்பனுக்கும் சிலிகனுக்குமிடையேயுள்ள ஒற்றுமை, வேற்றுமைகள்

(a) **ஒற்றுமைகள் :** இரு தனிமங்களும் படிக உருவிலும், மற்ற உருவிலும் மாற்று உருத்தனிமங்களாக நிலவி இருக்கின்றன ; Fe, Ca போன்ற உலோகங்களுடன் வினைப்பட்டுச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன ; இவற்றின் டையாக்சைடுகள் (CO_2, SiO_2) அமிலத் தன்மையுள்ளவை ; இவை H_2CO_3, H_2SiO_3 போன்ற வீரியம் குறைந்த அமிலங்களைக் கொடுக்கின்றன. இவ்விரு தனிமங்களும் ஹைடிரைடு சேர்மங்களைக் (அல்கேன்கள், சிலேன்கள்) கொடுக்கின்றன. கார்பன் உயிர்ப் பொருள்களிலும், சிலிகன் கனிமப் பொருள்களிலும் அதி முக்கியத்துவம் வாய்ந்தவை. கீழே கண்ட ஒத்த அமைப்புள்ள சேர்மங்களை இவ்விரு தனிமங்களும் கொடுக்கின்றன :

(i) **ஆக்ஸி குளோரைடுகள் :** $COCl_2$ (கார்பனைல் குளோரைடு); $SiOCl_2$ (சிலிகன் ஆக்ஸி குளோரைடு).

(ii) $CHCl_3$ **(குளோரோபாம்) :** $SiHCl_3$ (சிலிகோ குளோரோ பாம்).

(iii) $(COOH)_2$ **ஆக்சாலிக் அமிலம் :** $(SiOOH)_2$ சிலிகோ ஆக்சாலிக் அமிலம்.

(b) **வேற்றுமைகள் :** கார்பனுக்கும் சிலிகனுக்கு மிடையேயுள்ள வேற்றுமைகளைக் கீழ்க்கண்ட அட்டவணையில் காணலாம்.

கார்பன்	சிலிகன்
1. கருமை நிறம்.	1. செம்பழுப்பு நிறம்.
2. காரங்களுடன் வினைப்படாது.	2. உருகிய காரங்களுடன் ஹைடிரஜனை விலக்கும்.
3. CO, CO_2—வாயுக்கள் ; CO_2 நீரில் கரையும். H_2CO_3 நிலையில்லாதது.	3. SiO கிடையாது ; SiO_2 நீரில் கரையாத திண்மம் ; H_2SiO_3 நிலையானது.
4. ஹைடிரைடுகள் நிலையானவை; காற்றில் தானுகவே தீப்பிடிக்காதவை.	4. நிலையற்றவை ; தானுகவே காற்றில் தீப்பிடிக்கும்.
5. CCl_4—நீரில் கரையாத, நெடியுள்ள, நீரால் பகுக்கப்படாத நீர்மம்.	5. $SiCl_4$ நெடியுள்ளதும், ஈரக் காற்றில் புகைவதும், நீரால் பகுக்கப்படுவதுமான நீர்மம்.
6. இதன் உச்ச சகபிணைப்பு நான்கு.	6. இதன் உச்ச சகபிணைப்பு ஆறு.

கார்பன் குடும்ப மாதிரித் தனிமங்களுக்கும் டைட்டேனியம் குடும்ப இடைநிலைத் தனிமங்களுக்குமிடையேயுள்ள வேற்றுமைகள்

C, Si, (Ge) Sn, Pb	Ti, (Zr, Hf) Th
1. C, Si அலோகங்கள்; Sn, Pb உலோகங்கள்.	1. எல்லாம் உலோகங்கள்.
2. ஈற்றயல் ஷெல்லில் 2, 8 அ. 18 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ள மாதிரித் தனிமங்கள்.	2. ஈற்றயல் ஷெல்லில் 10 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ள இடைநிலைத் தனிமங்கள்.
3. இவை வாயு நிலையிலுள்ள ஹைடிரைடுகளைத் தருகின்றன.	3. இவை ஹைடிரைடுகளைக் கொடுப்பதில்லை; ஆனால் நுண்தூளாயுள்ள உலோகங்கள் ஹைடிரஜனை உறிஞ்சுகிறது.
4. மாதிரித் தனிமங்களாதலால் இவற்றின் சேர்மங்கள் நிறமற்றவை.	4. இடைநிலைத் தனிமங்களாதலால் இவற்றின் சேர்மங்கள் நிறம் உள்ளவை.
5. இவற்றின் டெட்ராகுளோரைடுகள் எளிதில் ஆவியாகும் நீர்மங்கள்.	5. இவற்றின் டெட்ராகுளோரைடுகள் எளிதில் ஆவியாகாதத் ($TiCl_4$ஐத் தவிர) திண்மங்கள்.

போரானும் சிலிகனும் மூலைவிட்டத் தொடர்புள்ளவை. இவற்றிற்கு இடையேயுள்ள ஒற்றுமை வேற்றுமைகளை மூன்றும் தொகுதித் தனிமங்களின் பொதுப்பண்புகள் பகுதியில் காண்க.

நான்காம் தொகுதி இடைநிலைத் தனிமங்கள்

நான்காம் தொகுதியில் டைட்டேனியம், ஜிர்க்கோனியம், ஹாஃப்னியம், தோரியம் ஆகிய தனிமங்கள் உள்ளன. இவைகளில் டைட்டேனியம், தோரியம் ஆகியவற்றைப்பற்றி ஆராய்ந்தால் உங்களுக்குப் போதுமானதாகும்.

Ti அணு எண் (22): $1S^2, 2S^2 2P^6, 3S^2\, 3P^6, 3d^2\, 4S^2$

Th அணு எண் (90): $K2,\ L8,\ M18,\ N32, 5S^2\ SP^6\ 5d^{10}$
$6S^2\ 6P^6\ 6d^2\ 7S^2$

இத்தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் 2, 3, 4 ஆகிய இணைதிறன்களைக் காட்டுகின்றன. இவைகள் அதிகமான உருகுநிலையைக்

கொண்டவை என்பதைக் கீழ்க்காணும் புள்ளி விவரங்களிலிருந்து காணலாம்.

தனிமங்கள்	அணு எண்	அணு எடை	உருகுநிலை	B.P.	ஆரம் அணு	ஆரம் அயனி
டைடேனியம்	22	47·90	1690°	3535°	1·49	0·621
ஜிர்க்கோனியம்	40	91·22	1830°	5000°	1·58	0·87
ஹாஃப்னியம்	72	178·6	1975—2130	5400°	1·57	0·84
தோரியம்	90	232·1	1827—1840	4500°	1·84	1·10

ஐந்தாம் உபதொகுதி இடைநிலைத் தனிமங்களின் உருகுநிலை, மாதிரித் தனிமங்களைவிட அதிகமாக இருக்கிறது. மாதிரித் தனிமங்களின் டெட்ராகுளோரைடுகள் திரவமாக இருக்கின்றன; ஆனால், இடைநிலைத் தனிமங்களின் டெட்ராகுளோரைடுகள் ($TiCP_4$-ஐத் தவிர) திண்மங்களாக இருக்கின்றன.

மாதிரித் தனிமங்களின் ஹைடிரைடுகள் வாயுக்கள் ஆனால் இடைநிலைத் தனிமங்களின் ஹைடிரைடுகள் திண்மங்கள். இத் தனிமங்களின் குறைந்த இணைதிறன் உள்ள சேர்மங்கள் நிறமுள்ள பொருள்கள் இடைநிலைத் தனிமங்களெல்லாம் எளிதில் ஆவியாகாத, நீரில் கரையாத ஆக்சைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. இவைகள் ஹைடிரஜன் பெராக்சைடுடன் சேர்ந்து பெராக்சைடுகளையும், பெராக்சி சேர்மங்களையும் கொடுக்கின்றன. TiO_2 கார குணத்தைவிட அமில குணத்தை அதிகம் பெற்றுள்ளது; ஆனால், ThO_2 காரகுணத்தை மட்டிலும் கொண்டுள்ளது; ஆகையால், ஆக்சைடுகளின் காரத்தன்மை அணு எடைக்கு ஏற்ப அதிகரிக்கிறது என்பது புலனாகிறது. இவைகளினுடைய அயனிகள் பாராகாந்தத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன. இதற்குக் காரணம் இத் தனிமங்களெல்லாம் ஜோடி சேராத எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்ற இடைநிலைத் தனிமங்களாகும். ஈரிணை திறன் டைட்டேனியம் உப்புகள் நிலைத்தன்மையை மிகக் குறைவாகப் பெற்றுள்ளன. இதனுடைய மூவிணை திறன் சேர்மங்கள் சிறந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கிகளாக வினைபுரிகின்றன. மிகவும் நிலையான தன்மையுடையது நாலிணை திறன் நிலையேயாகும் என்பது குறிப்பிடத்தக்கது. ஜிர்க்கோனியம் ஹாஃப்னியம் ஆகியவைகளும் ஏறத்தாழ இதே தன்மையுடையவைகளாயிருக்கின்றன.

உயர்ந்த வெப்பநிலையில் ஆக்சிஜனுடனும் நைட்டிரஜனுடனும் டைட்டேனியம் நன்கு வினைபுரிகிறது. ஆகையினால் எஃகுகள் தயாரிக்க இது மிகவும் பயன்படுகிறது. எஃகின் வலிமையை அதிகரிக்க இது பயன்படுகிறது.

இந்த இடைநிலைத் தனிமங்களெல்லாம் நைட்டிரஜனுடன் வினைப் பட்டு நைட்டிரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. இவைகள் நிலையானவை, உருகாதவை, சோடியம் குளோரைடு போன்ற படிக அமைப்புக் கொண்டவை. டைட்டேனிக் சேர்மங்கள் எளிதில் ஒடுக்கமடைந்து மூவிணைதிறன் நிலையை அடைகின்றன. இத் தனிமங்களில் '*d*' ஆர்பிட்டால்கள் இருப்பதனால் பலதிறப்பட்ட அணைவுச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. ஆனால், அணைவுச் சேர்மம் உண்டாக்கும் தன்மை டைட்டேனியத்திலிருந்து தோரியம்வரை குறைந்துகொண்டே செல் கிறது. ஆகையால், டைட்டேனியத்திலிருந்து தோரியத்திற்கு நேர்மின் தன்மை குறைந்து வருகிறது என்பது தெளிவாகிறது.

24-a. வெள்ளீயம்
(Tin)

இவ்வுலோகத்தை வெள்ளீயம் என்றழைப்பர்; லெட்டு என்பது காரீயம். இவ்வுலோக அணுவின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு: (50=2, 8, 18, 18, 4) இத் தனிமத்தின் அணு எண்=50.

தோற்றம்: இவ்வுலோகத்தின் முக்கிய கனிமம்: டின் ஸ்டோன் (Tin stone) அல்லது காஸிடெரைட்டு (Cassiterite) (SnO_2). இது மலேயா, பொலிவியா, கார்ண்வால், சீனு, பர்மா முதலிய நாடுகளில் கிடைக்கிறது.

உலோகவியல்: காஸிடெரைட்டுக் கனிமம் மிகக் கனமான தாதலால், அதைப் பொடித்து நீரின் உதவியால் அதிலுள்ள கனக் குறைவான மாசுகளை நீக்குகிருர்கள். பிறகு இவ்வடர்ப்பித்த கனிமம் திறந்த உலைகளில் சூடேற்றி வறுக்கப்படுகிறது. அப்பொழுது As, Sb மாசுகள், அதன் ஆக்ஸைடு ஆவியாக வெளியேறுகின்றன. ஊல்ஃப்ரமைட்டு (Wolframite, $FeWO_4$) என்ற கனிமமும் இத்துடன் கலந்திருந்தால் அது காந்தங்களின் உதவியால் வேறு படுத்தப்படுகிறது. பின்னர் கனிமத்துடன் கனல்மிகு ஆன்த்ரசைட்டு நிலக்கரியைக் கலந்து எதிர்வெப்ப உலைகளில் சூடேற்றினுல், டின் உலோகம் கிடைக்கிறது.

$$SnO_2+2C \rightarrow Sn+2CO$$

தூய்மைப்படுத்தல்: கச்சா டின் மிகக் குறைந்த வெப்பநிலையில் உருகும். ஆகையால் அதை உருக்கினுல், அதன் உருகுநிலையில் திரவமாகாத மாசுகளைப் (Fe, W) பிரித்துவிடலாம். பிறகு பச்சை யான மரக் கொம்புகளால் அதைக் கலக்கினுல், மாசுகள் மேலே மிதப்புக் கசடாக வெளிவரும்போது அவற்றை நீக்கிவிடலாம்.

பௌதிகப் பண்புகள்: இது சிறிது நீலம் கலந்த வெள்ளையான பளபளப்புள்ள உலோகம்; காரீயத்தினும் மிருதுவானது; கத்தியால்

டின் கட்டியை வெட்டித் துண்டிக்கலாம். இதை மிக மெல்லிய தகடு களாக அடிக்கலாம்; ஒப்பு அடர்த்தி 7·3; உருகுநிலே 232°; ஆனல் கொதிநிலேயோ மிக அதிகமானது, 2260°; இது மூன்று புறவேற்றுருக் களில் காணப்படுகிறது. ஒவ்வொரு புறவேற்றுருவும் வேவ்வேறு ஒப்பு அடர்த்தியும் படிகவடிவும் உடையவை; இவை வெவ்வேறு வெப்ப நிலேகளில் நிலேத்திருக்கும்.

$$\text{சாம்பல் நிற}/\alpha\text{-டின்} \underset{}{\overset{18^\circ}{\rightleftharpoons}} \text{வெள்ளே நிற}/\beta\text{-டின்} \overset{161^\circ}{\rightleftharpoons} \text{சாய்சதுர}/\gamma\text{-டின்}$$

ஒ.அ. = 5·75 ஒ.அ. = 7·28 ஒ.அ. = 6·56

கனசதுரம் டெட்ராகனல்

$$\overset{232^\circ}{\rightleftharpoons} \text{டின் திரவமாகிறது.}$$

டின்னல் ஆன கம்பியை வளேக்கும்போது, அதிலுள்ள படிகங்கள் ஒடிந்து ‘டின் ஒலி’யைக் (cry of tin) கொடுக்கிறது.

வேதியப் பண்புகள் : சாதாரண வெப்பநிலேயில் ஆக்ஸிஜனல் பாதிக்கப்படாததால்தான் டின்னே இரும்புக்கு மேல்பூச்சாகப் பயன் படுத்துகிருேம்; இது கந்தகம், குளோரினில் இணேந்து முறையே SnS_2, $SnCl_4$-ஐக் கொடுக்கிறது.

அமிலங்களுடன் விணே : டின் நீராலும் நீராவியாலும் பாதிக்கப் படுவதில்லே. கனிம அமிலங்களுடன் விணேப்படுகின்றன.

$$Sn + 2HCl \xrightarrow{\text{அடர்}} SnCl_2 + H_2$$

அமிலம் ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சாதாரண வெப்பநிலேயில் விணேப்பட்டு ஸ்டான்னஸ் மற்றும் அம்மோனிய நைட்ரேட்டுகளேக் கொடுக்கிறது:

$$4Sn + 10HNO_3 \rightarrow 4Sn(NO_3)_2 + 3H_2O + NH_4NO_3.$$

அடர் HNO_3 டின்னுடன் மிகத் தீவிரமாக இணேந்து NO_2 வாயுவையும் மெட்டா ஸ்டான்னிக் அமிலம் என்ற நீரேறிய டின் (IV) ஆக்ஸைடை யும் கொடுக்கிறது:

$$Sn + 4HNO_3 \rightarrow H_2SnO_3\ (SNO_2 \cdot H_2O) + 4NO_2 + H_2O.$$

டின் நீர்த்த H_2SO_4-வுடன் விணேப்படுவதில்லே; ஆனல், அடர் அமிலத் துடன் சூடேற்றினல் ஸ்டானிக் ஆக்ஸைடையும் SO_2-ம் தருகிறது:

$$Sn + 2H_2SO_4 \rightarrow SNO_2 + 2SO_2 + 2H_2O.$$

கரிம அமிலங்களுடன் டின் வினைப்படுவதில்லையாதலால், மெல்லிய இரும்புத் தகடுகளின் மேல் டின்னைப் பூசிவரும் தகட்டால் டப்பாக்கள் செய்து அதில் பலவித தின்பண்டங்கள், பழங்கள், ஊறுகாய்கள் முதலியவற்றைக் காற்றுப் புகாமல் அடைத்து வாணிப ரீதியில் விற்கப் படுகின்றன.

காரங்களுடன் வினை : இது $NaOH$ கரைசலுடன் வினைப்பட்டு சோடியம் ஸ்டானைட்டையும் H_2 வாயுவையும் கொடுக்கிறது.

$$Sn + 2NaOH \rightarrow Na_2SnO_2 + H_2$$

Na_2SnO_2 வீரியமுள்ள ஒடுக்கி. இதற்குச் சான்று பின்வருமாறு :

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் டின் நைட்ரேட்டு மற்றும் நைட்ரைட்டு அயனிகளை அம்மோனியா வாயுவாக ஒடுக்குகிறது; இவ் வயனிகளைக் கண்டறிய இச்சோதனை பயன்படும்.

உருகிய நிலையில் $NaOH$ டின் (II) ஆக்ஸைடு, மற்றும் டின் (IV) ஆக்ஸைடுகளுடன் இணைந்து முறையே ஸ்டானைட்டுகளையும் ஸ்டானேட்டுகளையும் தருகிறது ;

$$SnO + 2NaOH \xrightarrow{\text{உருக்கு}} Na_2SnO_2 + H_2O$$

$$SnO_2 + 2NaOH \xrightarrow{\text{உருக்கு}} Na_2SnO_3 + H_2O$$

பயன்கள் : உலகில் உற்பத்தியாகும் பாதியளவு டின் உலோகம் மெல்லிய இரும்புத் தகடுகளின்மீது முலாம் பூசப் பயனாகிறது. முலாம் பூசிய இரும்புத் தகட்டைத் தகரம் என்கிறோம். பக்குவப்படுத்திய பழங்கள், ஊறுகாய்கள், இறைச்சி, மீன், பெட்ரோல், கெரோசின் முதலியன தகர டப்பாக்களில் அடைக்கப்பட்டு சீல் செய்து விற்கப் படுகின்றன.

மத்தியதர எஃகு தகடுகளை (mild steel plates) வெதுவெதுப் பான நீர்த்த H_2SO_4-ல் கழுவி மேலே படிந்துள்ள இரும்புத் துருவை நீக்குகிறார்கள் ; பிறகு நீரால் கழுவி உலர்த்தப்படுகிறது. இதன் மேல் $1\frac{1}{2}\%$ டின் உலோகத்தைப் பின்வரும் முறைகளில் ஏதாவதொன்றால் மேலே முலாம் பூசப்படுகிறது : (a) தகடுகளை உருகிய டின்னில் தோய்த்தல் ; (b) மின்பகுப்பு முறையில் தகடுகளை நேர்முனையாக்கி முலாம் பூசல் ; (c) உருக்கிய டின்னை தகடுகளில் பெயின்ட் ஸ்பிரே (spray) செய்தல்.

தாமிரம் மற்றும் பித்தளைச் சமையல் பாத்திரங்களின் உட்பகுதியில் டின் முலாம் பூசுவதால், உணவுப் பண்டங்கள் கைத்துப்போய்க்

கேடுறுவதில்லை. இந்த முறையில் நவச்சாரம் (NH_4Cl) உபயோகிப்பதால் உலோகப் பரப்பிலுள்ள ஆக்ஸைடு மாசுகள் நீங்கி, டின் உறுதியாகப் பாத்திரத்தில் ஒட்டிப் பதிகிறது.

டின்னின் உலோகக் கலவைகள்

வெண்கலம் (bronze): 80% Cu, 10% Sn, 2% Zn

மணி வெங்கலம் (bell metal): 80% Cu, 20% Sn

துப்பாக்கி வெங்கலம் (gun metal): 90% Cu, 10% Sn

சோல்டர் (solder): 50% Sn, 50% Pb

டின்னின் சேர்மங்கள்

டின் (IV) ஹைட்ரைடு, SnH_4: இதைக் கீழ்க்கண்ட முறையில் தயாரிக்கிறார்கள். இவ்வினையை −30°C வெப்பநிலையில் உலர்ந்த ஈத்தர் கரைப்பானில் நிகழ்த்த வேண்டும்.

$$SnCl_4 + LiAlH_4 \rightarrow SnH_4\uparrow + LiCl + AlCl_3$$

இது ஒரு நச்சுத் தன்மையுள்ள வாயு; சுத்தமான கலங்களில் சேமித்து வைத்தால் நிலையாக இருக்கும்; 150°க்கு மேல் சிதைவுறும். $FeCl_3$, Cu^{+2}, HNO_3, HCl, 15% $NaOH$ கரைசல் போன்றவைகளால் இது பாதிக்கப்படுவதில்லை.

ஸ்டானிக் ஆக்ஸைடு, SnO_2: இது இயற்கையில் காஸிடரைட்டு என்ற தாதுவாகக் கிடைக்கிறது; அமிலங்களாலும் காரங்களாலும் பாதிக்கப்படுவதில்லை; ஆனால், $NaOH$ Na_2CO_3 போன்றவைகளுடன் உருக்கினால், நீரில் கரையும் தன்மையுடைய சோடியம் ஸ்டான்னேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$2NaOH + SnO_2 \rightarrow Na_2SnO_3 + H_2O$$

$$Sn(OH)_4 \rightleftharpoons SnO_3^{-2} + 2H^+ + H_2O$$

டின்னுடன் அடர் HnO_3ஐ வினைப்படுத்தி இவ்வாக்ஸைடைப் பெறலாம். இது எனமல் செய்வதற்கும், மெருகிடும் பொருளாகவும், பால் நிறக் கண்ணாடி (milk glass) செய்யவும் பயனாகிறது.

டின் (IV) அமிலம் மற்றும் ஸ்டான்னேட்டுகளும்: Sn^{+4} அயனி அதிக மின்னேற்றம் கொண்டதால், இவைகள் நீரில் Sn^{+4} ஆகப் பெரும்பாலும் இருப்பதில்லை; இவை காரக் கரைசல்களில்கூட நீராற் பகுக்கைக்குட்பட்டு இருக்கின்றன. Sn^{+4} உப்புக் கரைசல்களில் காரத்தைச் சேர்த்தால், $Sn(OH)_4$ அல்லது அநேகமாக $SnO_2.xH_2O$ வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. பின்னது மிக்க காரக் கரைசலில் கரைந்து

ஸ்டேன்னேட்டு அயனியாக [$Sn(OH)_6^{-2}$ அல்லது SnO_3^{-2}] மாறுகிறது. SnO_2 உடன் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு திண்மத்தை உருக்கினால் சோடியம் மெடாஸ்டேன்னேட்டு கிடைக்கிறது.

$$SnO_2+2NaOH\rightarrow Na_2SnO_3+H_2O$$

α - மற்றும் β - மெடா ஸ்டேன்னிக் அமிலங்கள் (α and β - meta stannic acids): இவை நீரேறிய ஸ்டேன்னிக் ஆக்ஸைடுகள். ஆல்ஃபா அமிலத்தை $SnCl_4$ உடன் அம்மோனியக் கரைசலைச் சேர்த்து வெண்ணிற வீழ்படிவாகப் பெறலாம். இவ்வீரியல்புள்ள அமில ஆக்ஸைடு அமிலங்களிலும் காரங்களிலும், கார கார்பனேட்டுகளிலும் கரையும்.

β-ஸ்டான்னிக் அமிலம் டின்னை அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்த வெண்ணிறப் பொடியாகக் கிடைக்கிறது. இது மேற்கூறிய கரைப்பான்களில் கரையாது.

டின் (IV) சல்பைடுகளும் மற்றும் தயோ ஸ்டேன்னேட்டுகளும் (Plumbic sulphides and thiostannates): அமிலங் கலந்த $SnCl_4$ கரைசலில் H_2S-ஐச் செலுத்த SnS_2 மஞ்சள் நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும். பின்னது சல்பைடு அயனிகளுடன் கரைகிறது; கரைந்து தயோஸ்டேன்னேட்டு அயனியைக் கொடுக்கிறது.

$$SnCl_4+2H_2S\rightarrow SnS_2\downarrow+2HCl$$

$$SnS_2+S^{-2}\rightarrow(SnS_3)^{-2}\ \text{[meta thiostannate ion]}$$

தயோஸ்டேன்னேட்டு கரைசல்களில் அமிலத்தைச் சேர்த்தால், SnS_2 வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

டின் (IV) குளோரைடு (Plumbic chloride): இந்நிறமற்ற திரவத்தை இதில் சேர்ந்துள்ள இரு தனிமங்களையும் நேரடியாக வினைப்படுத்திப் பெறலாம். இது ஒரு சகபிணைப்புள்ள, எளிதில் நீரால் பகுக்கப்படும் நீர்மம். இத்துடன் NH_4Cl சேர்ந்து NH_4SnCl_6 என்ற கூட்டுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது; இவைகள் நிறம் ஊன்றியாகப் பயன்படுகின்றன.

ஈரிணை திறனுள்ள டின் சேர்மங்கள்

டின் (II) ஃபுளூரைடு, SnF_2 (Lead fluoride): பற்பசைகளில் பல் சொத்தையைத் தடுக்கச் சேர்க்கப்படுகிறது.

டின் (II) குளோரைடு (Lead chloride): இவ்வுலோகத்தைச் சூடான அடர் HCl-ல் கரைத்து இச்சேர்மத்தைப் பெறலாம். இது நீரில்

கரையும் ; பின்னர் அது நீராற் பகுக்கப்பட்டு $Sn(OH)Cl$ வீழ்படிவாக மாறும் ; மேலும் $SnCl_2$ ஓர் ஒடுக்கியாதலால் காற்றுடன் வினைப்பட்டு $SnCl_4$ ஆகவும் $Sn(OH)Cl$ ஆகவும் மாறுகிறது. இவ்வேண்டாத வினைகளிலிருந்து $SnCl_2$ கரைசலைப் பாதுகாக்க, அத்துடன் டின் துகள்களையும், சிறிதளவு HCl-ஐயும் சேர்க்க வேண்டும்.

$$SnCl_2+H_2O \rightarrow Sn(OH)Cl+HCl \times 4$$
$$2SnCl_2+4HCl+O_2 \rightarrow 2SnCl_4+2H_2O$$

$$6SnCl_2+2H_2O+O_2 \rightarrow 2SnCl_4+4Sn(OH)Cl$$

டின் (II) குளோரைடு கீழ்க்கண்ட வினைகளை நிகழ்த்துவதால், அது ஒரு வீரியமுள்ள ஒடுக்கி : Fe^{+3} to Fe^{+2} ; ASO_4^{-3} to ASO_3^{-3} ; CrO_4^{-2} to Cr^{+3} ; MnO_4^{-1} to Mn^{+2} ; கரிம நைட்ரோ சேர்மங்களையும் அமீன்களாக ஒடுக்குகிறது.

டின் (II) ஹைடிராக்ஸைடு மற்றும் ஸ்டேன்னேட்டுகள் (Plumbous hydroxide and stannates) : நீரில் கரையும் Sn^{+2} உப்புடன் காரக் கரைசலைச் சேர்த்தால் ஸ்டேன்னேட் அயனி, $Sn(OH)_3^-$ அல்லது $HSnO_2^-$ கிடைக்கிறது.

$$Sn(OH)_2+NaOH \rightarrow NaSn(OH)_3 \xrightarrow{-H_2O} NaHSnO_2$$

ஸ்டேன்னேட் அயனி ஒரு வீரியமுள்ள ஒடுக்கி.

டின் (II) சல்பைடு (Lead sulphide) : இது அம்மோனியம் பாலிசல்பைடுடன் கரைந்து தயோஸ்டேன்னேட்டுக் கரைசலைக் கொடுக்கிறது. பண்பறி பகுப்பு முறையில் காப்பர் தொகுதி சல்பைடுகளை டின் தொகுதி சல்பைடுகளிலிருந்து பிரிக்க இவ்வினை பயனாகிறது.

$$SnS+S_2^{-2} \rightarrow SnS_3^{-2}$$

பகுப்பு முறை : இவ்வுலோக அயனியை அமிலக் கரைசலில் H_2S செலுத்தி, SnS அல்லது SnS_2^-ஐ வீழ்படிவாகப் பெறலாம்.

24-b. காரீயம்
(Lead)

தொன்றுதொட்டு காரீயம் என்று அழைக்கப்படும் லெட்டை நாம் நன்கு அறிவோம். ரோமானியர்களும் பாபிலோனியர்களும் பழங் காலத்திலேயே இவ்வுலோகத்தைப் புழங்கி வந்துள்ளனர். பதினைந்தாம் நூற்றுண்டு முதலே அச்சு உலோகக் கலவையில் $(Pb+Sn+Sb)$ காரீயம் பயன்பட்டு வந்துள்ளது.

தோற்றம்: இதன் முக்கிய கனிமம் கெலினு (galena). இத்துடன் பெரும்பாலும் வெள்ளி சேர்ந்திருக்கும். அத்தகைய கனிமத்தை வெள்ளி கலந்த கெலினு (argentiferous galena) என்பர். தற்சமயம் உலகில் கிடைக்கும் பெரும்பகுதி வெள்ளி இவ்வகை காரீயக் கனிமத்திலிருந்தே பெறுகிருர்கள்.

மற்றக் கனிமங்கள்: செருசைட்டு (Cerussite) $-PbCO_3$; ஆங்கிலிசைட்டு (anglesite) $PbSO_4$. U. S. A., மெக்ஸிகோ, ஆஸ்தி ரேலியா, கனடா முதலிய நாடுகளிலும் நம் நாட்டில் ஜெய்ப்பூரிலும் காரீயத் தாதுக்கள் கிடைக்கின்றன. லெட்டு கனிமங்களில் Zn, Ag, Au முதலிய உலோகங்கள் பலவிடங்களில் சேர்ந்து கிடைக்கின்றன.

உலோகவியல்: (i) கலினு போன்ற கனிமங்களை நுரை மிதப்பு முறையில் அடர்ப்பிக்கிருர்கள். (ii) பிறகு அதைச் சுண்ணும்பு போன்ற இளக்கிகளுடன் சேர்த்துக் காற்றுப்படக் காய்ச்சி வறுக் கிருர்கள்.

$$2PbS+3[O_2]\rightarrow 2PbO+2SO_2\uparrow$$

(iii) பின்னர் அதைக் கல்கரி (coke) உடனும் சுண்ணும்பு, இரும்பு ஆக்ஸைடு போன்ற இளக்கிகளுடனும் கலந்து ஊது உலைகளில் சூடேற்றி காரியத்தைப் பெறுகிருர்கள்.

$$PbO+C\rightarrow Pb+CO$$

$$2PbO+PbS\rightarrow 3Pb+SO_2$$

உபயோகித்த இளக்கிகள் ($CaCO_3$, Fe_2O_3) மாசுகளுடன் இணைந்து மிதப்புக் கசடுகளாக நீக்கப்படுகின்றன.

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$$

$$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 \text{ (கசடு)}$$

தூய்மைப்படுத்தல் : இவ்வகையில் பெறப்பட்ட லெட்டு Cu, Bi, As, Sb, Sn, Fe, Zn, Ag போன்ற மாசுகளைக் கொண்டிருக்கும். மாசுள்ள லெட்டை உலையில் காற்றுப்பட உருக்கினால், மாசுகள் ஏற்றமடைந்து கசடாக மிதக்கிறது; அதை நீக்கிவிடுகிறார்கள். பின்னர் அதிலுள்ள வெள்ளியை (வெள்ளி பாடப் பகுதியில் கண்டபடி) நீக்குகிறார்கள். வெள்ளி நீக்கப்பட்ட லெட்டை நேர்முனையில் கட்டிகளாக இணைத்து லெட்டு சிலிகோ ஃபுளூரைடு கொண்ட கரைசலில் மின்னால் பகுக்கிறார்கள். தூய லெட்டு எதிர் மின்முனையில் கிடைக்கிறது.

பௌதிகப் பண்புகள் : இது சாம்பல் கலந்த நீல நிறமுள்ள மிருதுவான உலோகம். ஆனால், காற்றில் வினைப்பட்டு மேற்பரப்பில் ஆக்ஸைடு மற்றும் கார்பனேட்டுப் படலங்கள் உண்டாவதால், இது பொலிவு இழந்து மங்கலாகக் காணப்படுகிறது. நகத்தால் இவ்வுலோகத்தின்மேல் கீறலாம்; அவ்வளவு மிருதுவான உலோகம். இதைக் கொண்டு காகிதத்தின்மேல் எழுதினால், கருப்புக்கோடு தெரியும். லெட்டை ஆன்டிமனியுடன் கலந்து உருக்கினால் கடினமடையும். தகடுகளாக இதைத் தட்டலாம்; ஆனால், இவ்வுலோகக் கம்பிகள் வலுவற்றவை. உருகுநிலை—327°C ; கொதிநிலை—1740°.

வேதியப் பண்புகள் : இது காற்று, கந்தகம், குளோரின் முதலியவற்றுடன் வினைப்பட்டு முறையே PbO, PbS, $PbCl_4$ சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது. நீர்த்த HCl, மற்றும் H_2SO_4-உடன் இது (அதன் நீரில் கரையாக் குளோரைடையும் சல்ஃபேட்டையும் முதலில் தருவதால்) வினைப்படுவதில்லை. ஆனால், சூடான அடர் HCl-ல் கீழ்க்கண்டவாறு வினைப்படுகிறது.

$$Pb + 2HCl \rightarrow PbCl_2 + H_2$$

$$PbCl_2 + 2HCl \rightarrow H_2[PbCl_4]$$

$$H_2PbCl_4 \xrightarrow{\text{நீர்}} PbCl_2 \downarrow + 2HCl$$

H_2PbCl_4ஐ குளோரோபிளம்பிக் அமிலமென்பர்.

$$Pb + 2H_2SO_4 \xrightarrow[\text{அமிலம்}]{\text{அடர்}} PbSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

நீர்த்த, மற்றும் அடர் HNO_3 வினைபுரியும் முறைகள் :

$$3Pb + 8HNO_3 \xrightarrow[\text{அமிலம்}]{\text{நீர்த்த}} 3Pb(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

$$Pb + 4HNO_3 \xrightarrow[\text{அமிலம்}]{\text{அடர்}} Pb(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

$$\underset{\text{அசெடிக் அமிலம்}}{Pb + 2CH_3 . COOH} + \tfrac{1}{2}[O_2] \xrightarrow{\text{காற்று}} \underset{\text{லெட் அசெடேட்டு}}{Pb(CH_3 COO)_2} + H_2O$$

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் மெதுவாக வினைப்பட்டு பிளம்பைட்டையும் ஹைட்ரஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$Pb + 2NaOH \longrightarrow Na_2PbO_2 + H_2$$

நீருடன் வினை : காற்றுக் கலவாத நிலையில் லெட்டு நீருடன் வினைப்படாது ; ஆக்ஸிஜன் கரைந்துள்ள நீருடன் வினைப்பட்டு $Pb(OH)_2$ வீழ்படிவைத் தருகிறது.

$$Pb + H_2O + \tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow Pb(OH)_2\downarrow$$

கடினநீரில் (நுரைதரா நீரில்) லெட்டு கரையாது. லெட்டின் சேர்மங்கள் மிக நச்சுத்தன்மை உடையவை ; சிறிது சிறிதாக உடலில் லெட்டின் சேர்மங்கள் சேமிக்கப்பட்டு வயிற்றுவலி முதலிய தொல்லைகளைக் கொடுக்கின்றன.

பயன்கள் : சேமிப்பு மின்கலங்கள் (storage cells), துப்பாக்கிக் குண்டுகள், கழிவுநீர்க் குழாய்கள், பற்பசை போன்றவற்றை அடைக்கும் (Collapsible tubes), பல பயனுள்ள உலோகக் கலவைகள் மற்றும் பல சேர்மங்கள் முதலியவற்றில் காரீயம் பயன்படுகிறது.

உலோகக் கலவைகள்—(i) அச்சு உலோகம் (Type metal) : $Pb + Sb + Sn$. இது அச்சுகளைத் தயார்செய்ய உதவுகிறது ; (ii) பற்றுசு (Solder) : 50% Pb + 50% Sn. இரு உலோகங்களை இணைக்கப் பயனுகிறது.

இவ்வுலோகம் காமாக் கதிர்களைத் தடுக்க உதவுவதால், அணு உலைகளில் இவ்வபாயமான கதிர்களிலிருந்து நம்மைப் பாதுகாத்துக்கொள்ள இன்றியமையாதது. தோரியத்திலிருந்து பெறப்பட்ட ஐசோடோப்பு Pb^{208}; யுரேனியத்திலிருந்து பெறப்பட்டது Pb^{206}.

லெட்டின் சேர்மங்கள்
(Compounds of Lead)

பொது : இரண்டு இணைதிறனுள்ள Pb^{+2} சேர்மங்கள் (plumbous) நிலையானவை. நான்கிணைதிறனுள்ள Pb^{+4} (plumbic) சேர்மங்

கள் நீரில் கரையாமல் இருந்தால்தான் (உம் : PbO_2) நிலையான தன்மை பெறும்; மற்ற Pb^{+4} சேர்மங்கள் நிலையற்றவை. இவை சகபிணைப்புள்ள சேர்மங்கள். Pb^{+4} சேர்மங்கள் நீருடன் வினைப்பட்டு PbO_2ஐத் தருகின்றன.

$$Pb^{+4}+2H_2O \rightarrow PbO_2+4H^+$$

ஆக்ஸைடுகள்

(i) **லெட் மோனாக்சைடு,** PbO (Lead monoxide): இது செந்நிற மஞ்சள் நிறப் பொடி. ஈரியல்பு உடையது; எனவே, அமிலங்களிலும் காரங்களிலும் வினைப்படுகிறது; அமிலங்களில் பிளம்பைட்டைக் (Plumbite, PbO_2^{-2} அயனி) கொடுக்கிறது.

$$PbO+2HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2+H_2O$$

$$PbO+2NaOH \rightarrow Na_2PbO_2+H_2O$$

இதை லித்தார்ஜ் என்றும் அழைப்பர். இவ்வுலோகத்தைக் காற்றுடன் எதிர்வெப்ப உலையில் சூடேற்றினால் இவ்வாக்சைடு கிடைக்கிறது. கண்ணாடி செய்வதற்கும், பீங்கானால் செய்த பொருள்களுக்குக் கிளேசுகள் கொடுக்கவும், மற்ற லெட்டு உப்புகள் தயாரிக்கவும் இது பயன்படுகிறது.

(ii) **சிகப்பு லெட்டு** (Red lead) Pb_3O_4: இதை மினியம் (minium) என்றும் அழைப்பர். இதைப் பின்வருமாறு தயாரிக்கலாம்.

$$6PbO+O_2 \xrightarrow[340°C]{\text{காற்று}} 2Pb_3O_4$$

இது பிரகாசமான செந்நிறப் பொடி. அதிக வெப்பநிலையில் இது கீழ்க்கண்டபடி சிதைகிறது.

$$2Pb_3O_4 \rightleftharpoons 6PbO+O_2$$

இது வினைப்படும்போது பிளம்பஸ் ஆர்தோ பிளம்பேட்டு (Plumbous ortho plumbate, Pb_2PbO_4) ஆகச் செயல்படுவதைக் கீழ்க்கண்ட வினைகள் காட்டும்.

$$Pb_2PbO_4+4HNO_3 \rightarrow 2Pb(NO_3)_2+PbO_2\downarrow+2H_2O$$

$$Pb_2PbO_4+8HCl \rightarrow 3PbCl_2+4H_2O+Cl_2$$

இதை ஆளிவிதை எண்ணெயுடன் (linseed oil) கலந்து இரும்புச் சாமான்களுக்கு முதல் வண்ணப் பூச்சாகப் பூசினால் அவை அரிப்புக்குள்ளாவதைத் தடுக்கிறது. இது பிளின்டு கிளாஸ் செய்யப் பயன்படுகிறது.

லெட் டைஆக்ஸைடு, PbO_2 (Lead dioxide): Pb^{+2} சேர்மங்களைக் காரக் கரைசல்களில் கரைத்து Cl_2 போன்ற ஏற்றிகளுடன் வினைப் படுத்தி இப்பழுப்புநிற, நீரில் கரையாத ஆக்சைடு பெறப்படுகிறது. முதலில் காரமும் குளோரினும் வினைப்பட்டு ஹைபோகுளோரைட்டு அயனியைக் கொடுக்கிறது. இவ்வயனி Pb^{+2}வுடன் காரங்களின் முன்னிலையில் வினைப்பட்டு PbO_2ஐக் கொடுக்கிறது.

$$Pb(CH_3COO)_2 + NaOCl + 2NaOH \rightarrow PbO_2 \downarrow + NaCl + H_2O + 2CH_3COONa$$

அமில முறையில் நீர்த்த HNO_3வுடன் சிவப்பு லெட்டை வினைப் படுத்தினல் இது கிடைக்கும்.

$$Pb_3O_4 + 4HNO_3 \rightarrow 2Pb(NO_3)_2 + PbO_2 \downarrow + 2H_2O$$

இது நீரில் கரையாது. இதற்கு மூவகை குணங்கள் உண்டு. (a) அமிலத்தன்மை ; (b) காரத்தன்மை ; (c) ஆக்சிஜனேற்றியாக வினைபுரியும் தன்மை.

(a) சூடான அடர் காரக் கரைசல்களில் அமிலம்போல வினைப்பட்டு பிளம்பேட்டுகளைக் கொடுக்கிறது.

$$PbO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2PbO_3 + H_2O$$

(b) குளிர்ந்த அடர் HClஉடன் காரம்போல வினைப்பட்டு லெட்டு டெட்ரா குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$PbO_2 + 4HCl \rightarrow PbCl_4 + 2H_2O$$

(c) சூடான அடர் HCl-ஐ PbO_2 ஏற்றம் செய்து Cl_2-ஐ வெளியேற்றுகிறது.

$$PbO_2 + 4HCl \rightarrow PbCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

இது மின்சேமிப்புக் கலங்களில் (**accumulators**) பயனுகிறது.

ஈரிணை திறனுள்ள லெட் சேர்மங்கள் : இவ்வுலோகம் அல்லது அதன் மானுக்சைடிலிருந்து இவைகள் பெறப்படுகின்றன.

லெட் ஃபுளுரைடு, PbF_2 (Lead fluoride): இது நீரில் கரையாது. இதைப் பின்வரும் சமன்பாட்டில் காட்டியபடி பெறலாம்.

$$PbCO_3 + 2HF \rightarrow PbF_2 + H_2O + CO_2$$

லெட் குளோரைடு $PbCl_2$ (Lead chloride): லெட் மோனுக்ஸைடை HCl-ல் கரைத்து இச்சேர்மத்தைப் பெறலாம். இவ்வுலோகத்தை நீர்த்த HNO_3-ல் கரைத்து, பெற்ற $Pb(NO_3)_2$ கரைசலுடன்

HCl-ஐச் சேர்த்தால் இது வெள்ளை வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும். இதைப் போன்றே $PbBr_2$, PbI_2 ஆகியவைகளைப் பெறலாம். நீரில் கரையும் திறன் இவற்றின் குளோரைடிலிருந்து அயோடைடுவரை படிப்படியாகக் குறைகிறது. எல்லா லெட் ஹாலைடுகளும் மிகக் குறைவாகத் தான் குளிர்ந்த நீரில் கரையும்; சூடான நீரில் அதிகமாகக் கரையும். உதாரணமாக, PbI_2-ஐ நீரில் சேர்த்துச் சூடாக்கினால் அது கரைகிறது. குளிர்ந்தவுடன் கரைந்த PbI_2 அழகுள்ள தங்கம் போன்று மின்னுகிற நுண்துகள்களாக (golden spangles) வெளிவருகிறது.

லெட் அசெட்டேட்டு, $Pb(CH_3COO)_2$ **(Lead acetate):** இதற்கு இனிப்புச்சுவை உள்ளதால் இதற்கு 'காரீய சர்க்கரை' (sugar of lead) என்று மற்றொரு பெயர் உண்டு. ஆனால், இது கொடிய நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தது. PbO-ஐ அசெடிக் அமிலத்தில் கரைத்து இதைப் பெறலாம். இது ஒரு நிறம் கவ்வியாக (mordant) பயனாகிறது. இதிலிருந்து குரோம் மஞ்சள் (Chrome yellow) போன்ற நிறப் பொருள்களைப் பெருவாரியாகத் தயாரிக்கின்றார்கள்.

லெட் நைட்டிரேட்டு, $Pb(NO_3)_2$ **(Lead nitrate):** இதை நீர்த்த HNO_3 வுடன் லெட்டைச் சேர்த்துச் சூடாக்கிப் பெறுகிறார்கள். இவ் வெண்ணிற உப்புப் பின்வருமாறு சிதைகிறது.

$$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2PbO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

தீக்குச்சி செய்ய இது பயன்படுகிறது.

லெட் கார்பனேட்டு, $PbCO_3$ **(Lead carbonate):** $NaHCO_3$-ஐ லெட் அசெட்டேட்டுக் கரைசலுடன் சேர்த்தால், இது வெண்மையான வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இவ்வினையில் வெளிவரும் CO_2 இவ் வுப்பை நீராற்பகுத்தலுக்கு உட்படுத்தி கார உப்பைத் தராமல் செய் கிறது.

$$Pb(CH_3COO)_2 + 2NaHCO_3 \rightarrow PbCO_3\downarrow + 2CH_3COONa + H_2O + CO_2$$

மேற்கண்ட வினையில் $NaHCO_3$-க்குப் பதிலாக Na_2CO_3ஐ உபயோகப்படுத்தினால் லெட் காரகார்பனேட்டு (basic carbonate) வீழ்படிவாகக் $[2PbCO_3, Pb(OH)_2]$ கிடைக்கிறது. இதை வெள்ளை லெட்டு என்பர்.

வெள்ளை லெட் (White lead): இதை ஆளிவிதை எண்ணெயுடன் கலந்து, பெருவாரியாக ஒரு சிறந்த மலிவான வெள்ளை பெயின்டாக உபயோகிக்கிறார்கள். நகரச் சூழ்நிலையில் உள்ள காற்றில் H_2S இருப்பதால் இவ்வெள்ளை பெயின்டு கருமை நிறமடைகிறது.

பழைய டச்சு முறை மிகவும் மெதுவான முறையாகும். தற்காலத்தில் கார்ட்டர் (Carter) முறைப்படி பின்கண்டவாறு வெள்ளை லெட்டைத் தயாரிக்கிறார்கள்; சுழலும் மரப்பீப்பாய்களினுள் பின்கண்ட பொருள்கள் செலுத்தப்படுகின்றன. (a) அதி வெப்பநிலையிலுள்ள கொதி நீராவியால் நுண் துளிகளாக்கப்பட்ட உருகிய லெட்; (b) நீர்த்த அசெடிக் அமில நுண்துளிகள். (c) CO_2; (d) காற்று. இவைகளைப் பீப்பாயில் சேர்த்து 15 நாட்கள் சுழற்றினால் வெள்ளை லெட்டு கிடைக்கும்.

$$2Pb + 2CH_3COOH + O_2 \rightarrow 2Pb(OH)(CH_3COO)$$
$$3Pb(OH)(CH_3COO) + 2CO_2 + H_2O \rightarrow Pb(OH)_2 \cdot 2PbCO_3 + 3CH_3COOH$$

லெட் குரோமேட்டு, $PbCrO_4$ (Lead chromate): இதை குரோம் மஞ்சள் என்றும் அழைப்பர். இது பிரகாசமான மஞ்சள் பொடி; நீரில் கரையாது. பெயின்டுகள் தயாரிக்க இது மிகவும் பயன்படுகிறது. லெட் அசெட்டேட்டுடன் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டைச் சேர்த்தால், இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

லெட் சல்பேட்டு (Lead sulphate) $PbSO_4$: லெட் உப்புக் கரைசலுடன் நீர்த்த H_2SO_4ஐச் சேர்த்தால் இது வெண்ணிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இது அம்மோனியம் அசெடேட்டுக் கரைசலில் கரைவதற்குக் காரணம், இது அயனியாகாத லெட்டு அசெடேட்டு அணைவைத் (unionised lead acetate complex) தருவதனால் ஆகும்.

$$Pb(CH_3 \cdot COO)_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 \downarrow + 2CH_3COOH$$

லெட் சல்பைடு, PbS: இது இயற்கையில் கலீனா என்ற கனிமமாகக் கிடைக்கிறது. அமிலங் கலந்த லெட் உப்புக் கரைசலில் H_2Sஐச் செலுத்தினால் இது கருநிற வீழ்படிவாகத் தோன்றுகிறது.

லெட் ஏசைடு, $Pb(N_3)_2$: லெட் நைட்டிரேட்டுக் கரைசலுடன் சோடியம் ஏசைடைச் சேர்த்தால், இது ஊசிபோன்ற நிறமற்ற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இது 350°C வெப்பநிலையில் வெடிக்கிறது.

நான்கு இணைதிறனுள்ள லெட்டு சேர்மங்கள்
(Tetravalent Compounds of Lead)

லெட்டு டெட்ரா குளோரைடு, $PbCl_4$ (Lead tetrachloride): PbO_2வை குளிர்ந்த அடர் HCl-ல் கரைத்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது. ஆனால் இது வெகு இலகுவில் $PbCl_2$ ஆகச் சிதைந்துவிடுகிறது. $PbCl_4$ஐக் கொண்ட கரைசலில் NH_4Clஐச் சேர்த்தால், நிலையான இரட்டைக் குளோரைடு உப்பு (hexachloro-ammonium plumbate IV) $(NH_4)_2PbCl_6$ கிடைக்கிறது.

இந்த இரட்டை உப்புடன் நன்கு குளிர்ந்த H_2SO_4-ஐச் சேர்த்தால், $PbCl_4$ கனமான மஞ்சள் நிற திரவமாகப் பிரிகிறது.

$$(NH_4)_2[PbCl_6]+H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4+2HCl+PbCl_4$$

லெட் டெட்ரா அசெட்டேட்டு (Lead tetraacetate), $Pb(CH_3COO)_4$: இலேசான சூடுள்ள தூய அடர் அசெட்டிக் அமிலம் Pb_3O_4-வுடன் வினைப்படும்போது லெட் டெட்ரா அசெட்டேட்டும் லெட் டைஅசெட்டேட்டும் கிடைக்கிறது; பின்னதையும் டெட்ரா அசெட்டேட்டாக மாற்றக் குளோரினைச் செலுத்தவேண்டும். இது நிலையில்லாத சேர்மம்.

$$Pb_3O_4+8CH_3COOH \rightarrow Pb(CH_3COO)_4+2Pb(CH_3COO)_2+4H_2O$$
$$2Pb(CH_3COO)_2+Cl_2 \rightarrow Pb(CH_3COO)_4+PbCl_2$$

பகுப்புமுறையில் கண்டறிதல்: (a) கரிக்குழிச் சோதனையில் மஞ்சள் நிறப் பொறுக்குடன் காகிதத்தில் கோடு வரையும் உலோக மணியாகக் கிடைக்கிறது; (b) லெட் கரைசலுடன் நீர்த்த HCl, $PbCl_2$ஐ வீழ்படிவாகக் கொடுக்கும். (c) அமிலம் கலந்த இதன் கரைசலில், H_2S-ஐச் செலுத்தினால், PbS கருமைநிற வீழ்படிவாக வெளிவருகிறது.

24-c. டைட்டேனியம்
(Titanium)

மெண்டலீவின் தனிம வரிசை அட்டவணையில் IV ஆவது இடைநிலை உலோகங்கள் உட்பிரிவைச் சேர்ந்தது இத்தனிமம். இதனுடன் ஜிர்கோனியம், ஹாஃப்னியம் என்ற வேறு இரு உலோகங்களும் இவ்வுட் பிரிவில் அடங்கும். இத்தனிமங்கள் இடைநிலை உலோகங்களாதலால் (transitional elements) 2, 3, (முக்கியமாக) 4 இணைதிறனைக் காட்டுகின்றன. இதன் அயனிகள் பன்னிறங் கொண்டவை; பல பயனுள்ள உலோகக் கலவைகளில் இப்பிரிவுத் தனிமங்கள் சேரு கின்றன; மேலும் பல அணைவுகளைக் கொடுக்கின்றன. டைட்டேனிய அணுக்கருவின் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு: 2, 8, 10, 2 (ஆக 22 எலெக்ட்ரான்கள்).

தோற்றம்: பூமியின் மேலோட்டில் கிடைக்கும் தனிமங்களின் அளவில் ஒன்பதாவது இடத்தை டைட்டேனியம் பெற்றிருக்கிறது. எடையளவில் 0·6% இவ்வுலோகம் மேலோட்டில் கிடைக்கிறது. பாறைகள், மண், நிலக்கரி, மரம், எலும்பு, தசை முதலிய பல இடங் களில் பரவலாகச் சிதறிக் கிடப்பதாலும் பொருளாதார ரீதியில் பயன் படும் செறிவுள்ள இவ்வுலோகக் கனிமங்கள் அதிகமாகக் கிடைக்காத தாலும் இவ்வுலோகத்தைப் பிரித்தெடுப்பது கடினமாதலாலும், சமீப காலத்தில்தான் இவ்வுலோகம் வழக்கத்திற்கு வந்துள்ளது. இதன் முக்கியக் கனிமங்கள் வருமாறு:

(a) புரூக்கைட்டு (Brookite) TiO_2, ரூடைல் (Rutile) TiO_2, ஆக்டஹீட்ரைட்டு (Octahedrite) TiO_2 என்ற மூன்றும் டைட்டேனிய டையாக்ஸைடின் பலவகைத் தாதுக்கள்.

(b) இல்மனைட்டு (Ilmenite) $FeTiO_3$ என்பது இரும்பு டைட்ட னேட்டு ஆகும்.

(c) பல இரும்புக் கனிமங்களில் இவ்வுலோகமும் கலந்து சில இடங் களில் கிடைக்கிறது.

கனடாவில் உள்ள கியூபெக் இராச்சியம், தங்கனீக்கா, நார்வே, ஆஸ்திரேலியா போன்ற இடங்களில் இத்தனிமம் கிடைக்கிறது.

நம் நாட்டில் கேரளாவில் உள்ள கடற்கரை மணலில் இல்மனைட்டுக் கனிமம் மிகுந்த அளவில் கிடைக்கிறது.

உலோகவியல் : இவ்வுலோகம் H, O, N, C, Si முதலிய தனிமங்களுடன் தீவிரமாக வினைப்படுகிறது. இச்சேர்மங்கள் இவ்வுலோகத்தில் கரைந்து, அதைப் பயனற்றதாக்குகின்றன. அதனால் இவ்வுலோகத்தைத் தூயநிலையில் பிரித்து எடுப்பது எளிதன்று. கனிமத்திலிருந்து (a) உலர் முறையிலும், (b) கரைசல் முறையிலும் முதலாவதாக $TiCl_4$-யோ அல்லது TiO_2-யோ பெறுதல் வேண்டும். பிறகு இச்சேர்மங்களை உலோக நிலைக்கு ஒடுக்கவேண்டும்.

(A-I) **உலர்முறையில் (Dry Method) :** இல்மனைட்டுக் கனிமத்தைக் கல்கரியின் முன்னிலையில் சூடேற்றி, குளோரின் ஏற்றம் செய்தால் $TiCl_4$, மற்றும் $FeCl_3$ என்ற இரு திரவக் கலவை உண்டாகிறது. இவ்விரு திரவங்களின் கொதிநிலைகள் வேறாக இருப்பதால் ($TiCl_4$—136° ; $FeCl_3$—285°) இவற்றைப் பின்னக் காய்ச்சி வடிக்கும் முறைக்கு உட்படுத்தி $TiCl_4$ தனியே பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இம்முறையை மறுபடியும் செய்து தூய $TiCl_4$ திரவத்தைத் தயாரிக்கலாம்.

(A-II) **கரைசல் முறையில் (Wet Method) :** இல்மனைட்டைத் தூளாக்கி அடர் H_2SO_4 உடன் 165° வெப்பநிலையில் வினைப்படுத்திக் கிடைக்கும் தொங்கலுடன் (suspension) நீரைக் கலந்தால், வெப்பம் வெளியேறி, கலவை சுமார் 220° வெப்பநிலைக்கு வருகிறது. இதிலுள்ள நீர் நீங்கும் வகையில் சூடேற்றி, பின்னர் நீரில் கரைத்தால், சிலிகா (SiO_2) வண்டலாகப் படியும்; அதை நீக்கிவிடலாம். கரைசலில் $(TiO)SO_4$, $FeSO_4$, $Fe_2(SO_4)_3$, H_2SO_4 முதலிய உப்புகள் உள; Fe^{+3}ஐ Fe^{+2}ஆக ஒடுக்க இரும்புத் தூளைச் சேர்த்துக் கலக்கவேண்டும். அதன் பிறகு கரைசலைக் காய்ச்சி ஆவியாக்கிப் படிகமாக்கினால் முதலில் $FeSO_4.7H_2O$ படிகங்கள் வருகின்றன. இவற்றை நீக்கிவிடலாம். எஞ்சியுள்ள மூலக் கரைசலில் (mother liquor) $(TiO)SO_4+H_2SO_4$ உள. இதை $NaOH$ உடன் வினைப்படுத்திக் கிடைக்கும் $(TiOH)_4$ஐச் சூடேற்றி வறுத்தால் TiO_2 கிடைக்கிறது.

(B-I) **டைட்டேனிய உலோகம் பெறும் குரோல் (Kroll's) முறை:** தூய $TiCl_4$ஐ Mg உடன் 800° வெப்பநிலையில் காற்றுப் புகாத கலங்களில் ஆர்கான், ஹீலியம் போன்ற மந்த வாயுவுள்ள சூழ்நிலையில் வினைப்படுத்தினால், கடல் பஞ்சு போன்ற நுண் துளையுள்ள உலோகமும் $MgCl_2$-ம் கிடைக்கின்றன. இந்நிலையில் உள்ள உலோகத்தை மிகக் குறைந்த காற்றழுத்தத்தில் (10^{-6} செ.மீ. வெற்றிடம்) 1000° வெப்பநிலை

யில் வினைப்படுத்தவும் பெறப்பட்ட டைட்டேனியத்தைக் காற்றுப் புகாமல் உள்ள மின்சாரத்தால் சூடேற்றப்பட்ட தாமிரப் பாத்திரங்களில் மந்த வாயுவுள்ள சூழ்நிலையில் உருக்கினால் தூய டைட்டேனிய உலோகம் கிடைக்கும். இதைத் தகடுகளாகத் தட்டலாம்.

டைட்டேனியத்தைத் தூய்மைப்படுத்த மற்றொரு முறை—de Boer and Van Arkel முறை : இம்முறையில் மாசுகள் கொண்ட உலோகத்தை அயோடினுடன் வினைப்படுத்தி TiI_4 உண்டாக்கி, டங்ஸ்டன் மயிரிழைக் கம்பியில் 1300° வரை சூடேற்றினால், மிகத் தூய டைட்டேனிய உலோகம் அக் கம்பியில் படிகிறது.

$$Ti + 2I_2 \rightarrow TiI_4$$

$$TiI_4 \xrightarrow[\text{கம்பி}]{W} Ti + 2I_2$$

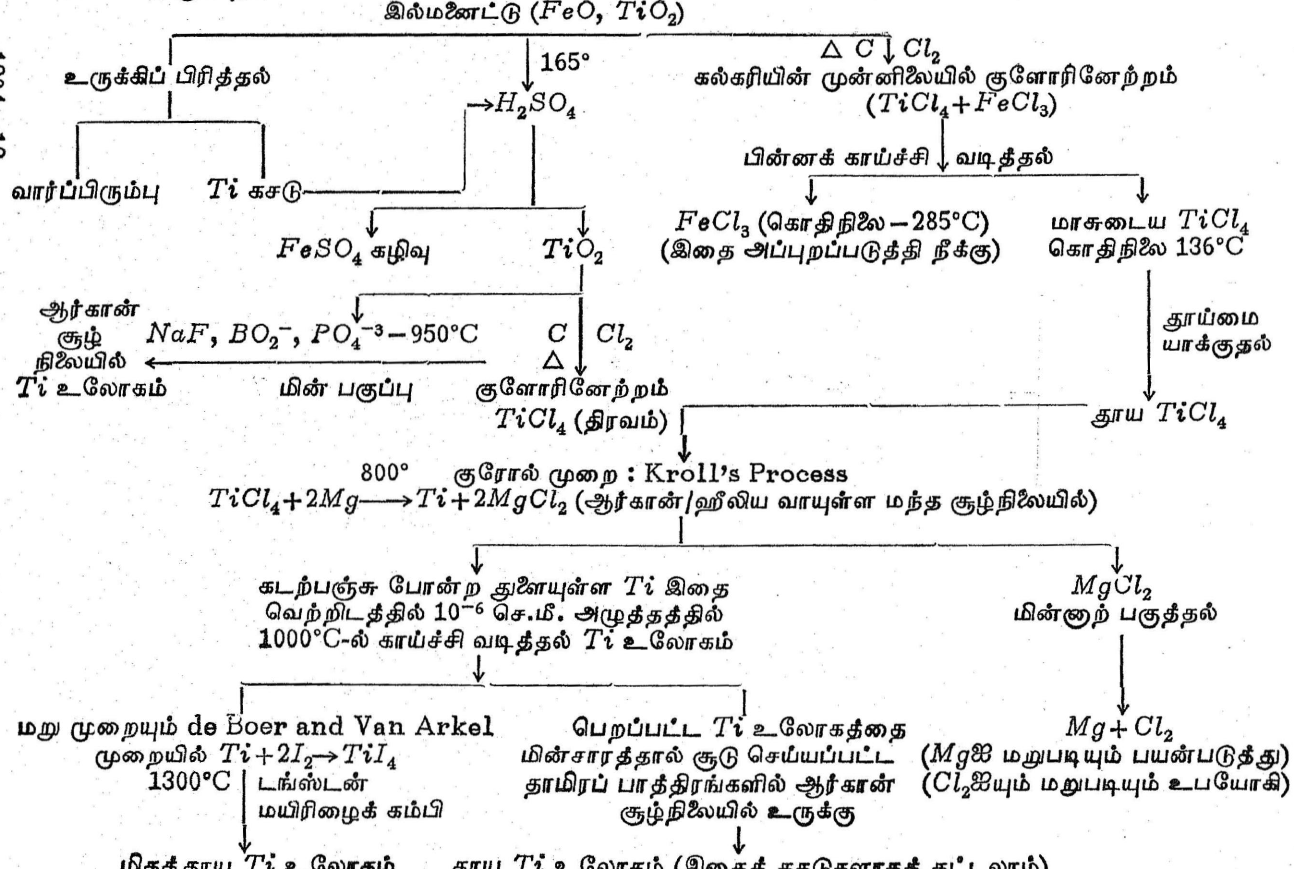
(B-II) மேலே கண்ட இரண்டாவது முறைப்படி பெறப்பட்ட TiO_2ஐ NaF, $NaBO_2$, Na_3PO_4 கொண்ட கலவையில் 950° வெப்ப நிலையில் உருக்கி ஆர்கான் போன்ற மந்த வாயு கொண்ட சூழ்நிலையில் மின்பகுப்புச் செய்தால் டைட்டேனிய உலோகம் கிடைக்கிறது.

(B-III) TiO_2 லிருந்து உலோகம் பெற மற்றொரு முறை : டைட்டேனிய டையாக்ஸைடைக் கரியுடன் கலந்து குளோரினால் வினைப்படுத்தினால், டைட்டேனிய (IV) குளோரைடு கிடைக்கிறது. இதிலிருந்து குரோல் முறையில் உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்கலாம்.

மேலே கண்ட பல முறைகளும் சுருக்கமாக நன்கு விளங்குமாறு (பக்கம் 193–194–flow sheet) காணலாம். இதிலிருந்து, இவ்வுலோக வியலின் பல படிகளையும் மனத்தில் எளிதில் பதியவைத்து நினைவுக்குக் கொண்டு வரலாம்.

பண்புகள் : டைட்டேனியம் எஃகு போன்ற உலோகப் பொலிவுள்ள சாம்பல்நிற உலோகம். உருகுநிலை—1660° ; கொதிநிலை—3000°. ஒப்பு அடர்த்தி—5. படிக உருவிலும் படிகமற்ற நிலையிலும் இருக்கிறது ; படிகமற்ற நிலையில் பாராகாந்த (Paramagnetic) இயல்புள்ளது. கடினமான உலோகம். தூயநிலையில் சாதாரண வெப்ப நிலையிலேயே மென்தகடாக்கத்தக்கது. குரோமியத்தைக் காட்டிலும் தூய டைட்டேனிய உலோகம் பொலிவுள்ளது ; இப்பொலிவு நீண்ட நாள்கள் நீடித்திருக்கும் எஃகைக் காட்டிலும் 45% இலேசானது ; எனினும், இரும்பைக்காட்டிலும் வலுவுள்ளது. அலுமினியத்தைக் காட்டிலும் 60% கனமுள்ளதாயினும், டைட்டேனியம் அலுமினியத்தினும் இருமடங்கு வலுவுள்ளது. ஆனால், தூய டைட்டேனியத்தின் விலை மிக அதிகம்.

I. உலர் முறை:


இல்மனைட்டு (FeO, TiO_2)
165°
உருக்கிப் பிரித்தல்
$\rightarrow H_2SO_4$
Δ C
Cl_2
கல்கரியின் முன்னிலையில் குளோரினேற்றம்
($TiCl_4 + FeCl_3$)
பின்னக் காய்ச்சி
வடித்தல்
வார்ப்பிரும்பு
Ti கசடு
$FeSO_4$ கழிவு
TiO_2
$FeCl_3$ (கொதிநிலை – 285°C)
(இதை அப்புறப்படுத்தி நீக்கு)
மாசுடைய $TiCl_4$
கொதிநிலை 136°C
ஆர்கான் சூழ் நிலையில்
Ti உலோகம்
NaF, BO_2^-, PO_4^{-3} – 950°C
மின் பகுப்பு
C
Δ
Cl_2
குளோரினேற்றம்
$TiCl_4$ (திரவம்)
தூய்மை யாக்குதல்
தூய $TiCl_4$
குரோல் முறை : Kroll's Process
800°
$TiCl_4 + 2Mg \longrightarrow Ti + 2MgCl_2$ (ஆர்கான்/ஹீலிய வாயுள்ள மந்த சூழ்நிலையில்)
கடற்பஞ்சு போன்ற துளையுள்ள Ti இதை
வெற்றிடத்தில் 10^{-6} செ.மீ. அழுத்தத்தில்
1000°C-ல் காய்ச்சி வடித்தல் Ti உலோகம்
$MgCl_2$
மின்னாற் பகுத்தல்
மறு முறையும் de Boer and Van Arkel
முறையில் $Ti + 2I_2 \rightarrow TiI_4$
1300°C
டங்ஸ்டன் மயிரிழைக் கம்பி
பெறப்பட்ட Ti உலோகத்தை
மின்சாரத்தால் சூடு செய்யப்பட்ட
தாமிரப் பாத்திரங்களில் ஆர்கான்
சூழ்நிலையில் உருக்கு
$Mg + Cl_2$
(Mgஐ மறுபடியும் பயன்படுத்து)
(Cl_2ஐயும் மறுபடியும் உபயோகி)
மிகத்தூய Ti உலோகம்
தூய Ti உலோகம் (இதைத் தகடுகளாகத் தட்டலாம்)

II. இல்மனைட்டுவிலிருந்து TiO_2 பெறும் கரைசல் முறை :

(i) தூளாக்கப்பட்ட இல்மனைட்டு (FeO, TiO_2) $\xrightarrow[H_2SO_4]{165°}$ தொங்கல் $\xrightarrow[220°]{H_2O}$ நீரற்றுப் போகும்படி சூடேற்றி உலர்த்து

வெப்பம் வெளிவிடும் வினை

(ii) நீரில் கரை —

→ $SiO_2 \downarrow$ (நீக்கிவிடு)

→ $(TiO)^{+2}, Fe^{+2}, Fe^{+3}, SO_4^{-2}$ $\xrightarrow[\text{Fe}^{+3}\text{ஐ Fe}^{+2}\text{ஆக ஒடுக்கவும்}]{\text{இரும்பைச் சேர்}}$ $(TiO)^{+2}, Fe^{+2}, SO_4^{-2}$ படிகமாக்கிப் பிரி —

→ $FeSO_4, \cdot 7H_2O$ படிகங்கள் ↓

→ கரைசலில் $(TiO)^{+2}, H^+, SO_4^{=}$ இதை $NaOH$ உடன் சேர், ஆவியாக்கு $\xrightarrow{\Delta}$ TiO_2

வேதியப் பண்புகள் : சாதாரண வெப்ப நிலையில் காற்றில் இவ்வுலோகம் மிகவும் நிலையானது; ஆனால், 100°—120° வெப்ப நிலையில் (அலுமினியத்தைப் போன்று) இதன்மேல் மெல்லிய TiO_2 படலம் (film) உண்டாகிறது. இவ்வுலோகம் நைட்டிரஜனுடன் 650° வெப்பநிலையில் வினைப்பட்டு முக்கியமாக நைட்ரைடைக் (TiN) கொடுக்கிறது. நைட்ரிக் அமிலத்தில் இவ்வுலோகம் கரைகிறது; ஹாலஜன்களுடன் வினைப்பட்டு TiX_4ஐத் தருகிறது. படிகவுருவற்ற டைட்டேனியம் அதிக அளவில் ஹைட்ரஜனை உறிஞ்சுகிறது. நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் சூடான நிலையில் இது கரைந்து ஊதாநிற டைட்டேனிய ட்ரைகுளோரைடைத் ($TiCl_3$) தருகிறது. சூடான அடர் HNO_3 உடன் வினைப்பட்டு (Sn போலவே) β டைட்டானிக் அமிலத்தைத் ($TiO_2{\cdot}nH_2O/SnO_2{\cdot}nH_2O$) தருகிறது. இவ்வுலோகமும் அதன் சேர்மங்களும் HF-ல் மிக எளிதில் கரைகின்றன. இரும்புடன் வெகு எளிதில் வெப்பநிலையில் உலோகக் கலவைகளை டைட்டேனியம் தருகிறது.

பயன்கள் : இரும்பு—டைட்டேனிய உலோகக் கலவைகள் எஃகு தயாரிக்கும்பொழுது எஃகை கடினமாக்க (harden and toughen) உதவுகிறது; மேலும் எஃகில் உள்ள மாசுகளையும் நீக்கிச் சுத்தம் செய்கிறது. இவ்வுலோகம் வெற்றிடத்தை உண்டாக்கவும் (to produce high vacuum), ரேடியோ வால்வுகள், மின்சார பல்புகள் முதலியன செய்யும்போதும் உபயோகமாகிறது. அரிப்பை எதிர்க்கும் தன்மை கொண்டதாலும் அதிக உருகுநிலை பெற்றதாலும், மிகமெல்லிய டைட்டேனிய டையாக்ஸைடு மற்றும் நைட்ரைடு கவச உறை (protective covering) பெறுவதாலும், ஜெட் எந்திரங்கள் செய்வதற்கு இவ்வுலோகம் மிகவும் பயன்படுகிறது.

டைட்டேனிய உப்புகள் துணிகளுக்கும் தோலுக்கும் சாய மேற்றும்பொழுது நிறம் ஊன்றியாக உதவுகின்றன. டைட்டேனிய சோப்புகள் பெயின்டுகள் வார்னிஷ்கள் செய்யப் பயனாகின்றன. மிகத் தூய பேரியம் டைட்டனேட்டு அதிக மின் ஏற்புத்திறன் உள்ள மிக நுண்ணிய கண்டென்சர்கள் (condensors), அல்டிராசோனிக் டிரான்ஸ்மிட்டர்கள் (ultrasonic transmitter) முதலியன செய்ய உபயோகப் படுத்தப்படுகிறது. TiO_2, $TiCl_3$, $TiCl_4$ போன்ற உப்புகளின் பயனைக் கீழே காணலாம்.

டைட்டேனியச் சேர்மங்கள்

சேர்மங்களில் டைட்டேனியம் 2, 3 மற்றும் 4 இணைதிறனுள்ளவை. Ti^{+2} மற்றும் Ti^{+3} சேர்மங்கள் நிறம் பெற்றவை; பாராகாந்த இயல் புள்ளவை; இந்த இரண்டு அயனிகளிலும் ஜதையில்லாத d ஆர்பிட்டல் எலெக்ட்ரான்கள் (unpaired d orbital) உள்ளன; இவைகள்

இரண்டும் சக்தி வாய்ந்த ஒடுக்கிகள். Ti^{+4} சேர்மங்கள் வெகு எளிதில் நீராற் பகுபடுகின்றன; ஆதலால், இவற்றின் கரைசல்களில் அமிலம் அதிக அளவில் இருந்தால்தான், நிலையுள்ளவையாய் இருக்கும்.

டைட்டேனியச் சேர்மங்கள்

இணை திறன்	ஆக்சைடு	ஹைட்ராக்சைடு	$O^{=}$ & OH இன் இயல்பு	சில உப்புகள் நிறம்
2	TiO	$Ti(OH)_2$	காரம்	கருமை நிறம் $TiCl_2$, TiS, $TiSO_4$
3	Ti_2O_3	$Ti_2O_3 \cdot nH_2O$	காரம்	ஊதா நிறம் $TiCl_3$, $Ti_2(SO_4)_3$, Ti_2S_3
4	TiO_2	$Ti(OH)_4$	குறைந்த காரம்	நிறமற்றவை $TiCl_4$, TiS_2
		டைட்டனேட்டுகள் (titanates)	அமிலம்	Na_2TiO_3 (மெட்டா) $FeTiO_3$ (இல்மனைட்டு)

Ti^{+4} அயனிகள்: (a) எதிர் அயனி $(TiO)^{+2}$ டைட்டனைல் அயனி—

உதாரணம்: $TiOCl_2$, $TiOBr_2$, $TiOSO_4$.

(b) நேர் அயனிகள்: TiO_3^{-2}, TiF_6^{-2}, $TiCl_6^{-2}$, $Ti(SO_4)_3^{-2}$.

பெருவாரியான டைட்டேனிய உப்புகளை நீரில் கரைத்த பிறகு, அவை கூழ்நிலையைச் (colloidal) சிறிது சிறிதாக அடைகின்றன.

I. இரண்டு இணைதிறனுள்ள சேர்மங்கள், Ti^{+2}

இவ்வுலோகம் நீர்த்த H_2SO_4-ல் கரைந்து $TiSO_4$ஐக் கொடுக்கிறது; HClலில் வினைப்பட்டு $TiCl_2$ஐத் தருகிறது.

டைடேனியம் டெட்ரா குளோரைடை சோடிய இரசக் கலவையுடன் $(Na—Hg)$ வினைப்படுத்தினால் $TiCl_2$ கறுப்புநிறப் பொடியாகக் கிடைக்கிறது.

Ti^{+2} அயனி நீரில் உள்ள H^+ அயனிகளுடன் வினைப்பட்டு Ti^{+3} அயனியாக மாற்றம் அடைவதால், Ti^{+2} அயனி நீர்க்கரைசல்களில் நிலையாய் இருப்பதில்லை :

$$Ti^{+2}+H^+ \rightarrow Ti^{+3}+\tfrac{1}{2}H_2\uparrow$$

II. மூவிணைதிறனுடைய சேர்மங்கள், Ti^{+3} (Trivalent compounds of Titanium)

இவை Sn^{+2}ஐக் காட்டிலும் வீரியமுள்ள ஒடுக்கிகள்; Ti^{+3} அயனிகள் நீரில் ஆக்ஸிஜன் முன்னிலையில் சுய ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து Ti^{+4} அயனியாக மாறுவதால் (auto-oxidation to quadrivalent state) மந்தவாயுள்ள சூழ்நிலை (H_2 அல்லது CO_2) தேவைப்படுகிறது.

$$Ti(OH)_3+\tfrac{1}{2}O_2+H_2O \rightarrow Ti(OH)_4+\tfrac{1}{2}H_2O_2$$

நீரில் கரையும் Ti^{+4} சேர்மங்களை ஸிங்க்-அமிலக் (Zn-acid) கலவைகளைக் கொண்டோ அல்லது மின்னால் ஒடுக்கியோ (electrolytic reduction) நீல நிறமுடைய Ti^{+3} சேர்மங்களைப் பெறலாம்.

டைட்டேனியம் (III) குளோரைடு, $TiCl_3$ (Titanium Chloride)

$TiCl_4$ ஆவியையும் அதிக அளவு ஹைட்ரஜனையும் செஞ்சூடுள்ள கண்ணாடிக் குழாய் வழியே செலுத்தினால் $TiCl_3$ ஊதாநிறச் சேர்மமாகக் கிடைக்கிறது. $TiCl_3{\cdot}6H_2O$ ஐ பின்வருமாறு பெறலாம் :

$$TiCl_4 \xrightarrow[Zn+HCl]{H_2} TiCl_3+HCl$$

$TiCl_3$ மிகக் குறைந்த அளவில் உள்ள (0·0001 மில்லி கிராம்) தங்கத்தையும் கண்டறிய உதவும். $TiCl_3$ + தங்கச் சேர்மத்தின் கரைசல் $\rightarrow$ ஊதா நிறம் கொடுக்கும். இவ்வினையில் தங்க அணுக்கள் $Ti(OH)_4$ ஆல் கவரப்பட்டு ஊதா நிறம் காட்டுகிறது.

டைட்டேனியம் III சல்ஃபேட்டு, $Ti_2(SO_4)_3$ (Titanium sulphate): டைட்டேனிய (IV) சல்ஃபேட்டுக் கரைசலை மின்சாரத்தினால் ஒடுக்கினால், ஊதா நிறமுடைய இச்சேர்மம் பெறலாம்; இது நீராற்பகுபடாது; ஆனால், ஆக்ஸஜனேற்றமடைந்து டைட்டனைல் $(TiO)^{+2}$ அயனியாக மாறுகிறது. இதுவும் வீரியமுள்ள ஒடுக்கியாகும்.

நாண்கிணைதிறனுடைய சேர்மங்கள், Ti^{+4} (Tetravalent compounds of titanium): இவ்விணைதிறனில்தான் சேர்மங்கள் நிலைத்திருக்கும்; இச்சேர்மங்கள் நிறமற்றவை.

(a) டைட்டேனியம் (IV) ஃபுளோரைடு, TiF_4 **(Titanium fluoride):** இது வெண்மையான நீரில் கரையும் திண்மம். இது K_2TiF_6 போன்ற இரட்டை உப்புகளைத் தருகிறது.

$$Ti \xrightarrow[HF]{F} TiF_4$$

$$KHF_2 + TiO_2 + HF \rightarrow K_2TiF_6$$ (பொட்டாசியம் ஹெக்ஸா ஃபுளோரோடைட்டனேட்டு)

(b) டைட்டேனிய (IV) குளோரைடு, $TiCl_4$ **(Titanium chloride):** $Ti/TiC/Ti$-உலோகக் கலவை/$TiO_2 + C \xrightarrow[\Delta]{Cl_2} TiCl_4$

இது நிறமற்ற 136°C கொதிநிலை உடைய திரவம்; நீரால் வெகு எளிதில் பகுபடும். இதைப் போர்க்காலங்களில் எதிரியிடமிருந்து மறைத்துக் கொள்ள மேகப் புகையை (smoke clouds) எழுப்பவும், சாதாரண காலங்களில் விளம்பரத்திற்காக ஆகாயத்தில் விமானத்தால் புகையாக எழுத்துகளை எழுதவும் (sky writing) பயனுகிறது. இது இரட்டை உப்புகளையும் தருகிறது: $(NH_4)_2TiCl_6 \cdot 2H_2O$.

(c) டைட்டேனியம் (IV) சல்ஃபேட்டு, $Ti(SO_4)_2 \mid TiOSO_4$ **(Titanium sulphate):** $Ti(SO_4)_2$ தனி நிலையில் ஈரக் காற்றில் நிலையாய் இராது; ஆனால், $TiOSO_4$ (டைட்டனைல் சல்ஃபேட்டு) தான் சாதாரணமாக நீரில் நிலைத்திருக்கும்.

TiO_2 உடன் சூடான அடர் H_2SO_4-ஐ வினைப்படுத்திப் பெறப்பட்ட $Ti(SO_4)_2$-ஐ புகையும் H_2SO_4-ல் படிகமாக்கித் தயாரிக்கலாம். ஆனால் இது ஈரமுள்ள காற்றில் $TiOSO_4$ ஆகச் சிதைகிறது. எனினும், இரட்டை சல்ஃபேட்டு உப்புகள் நிலையாய் இருக்கும். (உ - ம்.) $K_2Ti(SO_4)_3$.

$$TiO_2 + \text{அடர் } H_2SO_4 \rightarrow TiO(SO_4) \cdot 2H_2O$$

டைட்டனைல் சல்ஃபேட்டு சூடான நீரில் சிதைந்து பீட்டா டைட்டேனிக் அமிலம் தருகிறது.

$$TiOSO_4 + n^{+1}H_2O \rightarrow TiO_2 \cdot nH_2O + H_2SO_4$$

இது டின்னினுடைய (β stannic acid) சேர்மத்தைப் போல, நீரேறிய ஆக்ஸைடு.

டைட்டேனியம் (IV) ஆக்ஸைடு, TiO_2 **(Titanium oxide):** இது இயற்கையில் Brookite, Anatase, Rutile போன்ற பல படிக வடிவங்களில் (polymorphs) கிடைக்கிறது. தூய TiO_2 அதி

வெண்மையானது ; எனினும், இயற்கையில் இரும்பு போன்ற மாசுகள் சேர்ந்துள்ளதால், TiO_2 நிறம் பெற்றிருக்கிறது.

(a) $TiOSO_4 + NaOH$ கரைசல் $\xrightarrow[\text{நிலையில்}]{\text{குளிர்ந்த}}$ α (ஆல்ஃபா, alfa) டைட்டானிக் அமிலம் $[Ti(OH)_4]$. இது வீரியமுள்ளது. இதிலிருந்து தான் வெண்மையான நிறம், பல பொருள்களுக்குக் கொடுக்க பிக் மெண்ட் (pigment grade TiO_2) தயாரிக்கிறார்கள். இதை இல்மனைட்டி லிருந்து பின்வருமாறு தயாரிக்கலாம் :

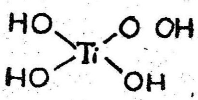
$$FeTiO_3 \xrightarrow[H_2SO_4]{\text{அடர்}} \begin{matrix} Fe_2(SO_4)_3 \\ Ti(SO_4)_2 \end{matrix} \xrightarrow{Fe,\ Sn} \begin{matrix} FeSO_4 \\ Ti_2(SO_4)_3 \end{matrix} \xrightarrow[\text{காற்று}]{\text{நீர்}}$$

$$Ti(OH)_4 / TiO(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} TiO_2 \text{ (டைட்டேனிய வெள்ளை)}$$

(b) $TiOSO_4$ஐக் கொதிக்கும் நீருடன் வினைப்படுத்தினால், பீட்டா டைட்டானிக் அமிலம் (β-titanic acid) கிடைக்கிறது. அது அடர் H_2SO_4ஐத் தவிர மற்ற அமிலங்களில் கரையாது ; ஆல்ஃபா வகையைக் காட்டிலும் மந்தமானது. இதை டைட்டேனிய வெள்ளையாக (titanium white pigment) உபயோகிக்க முடியாது. இது மிக உயர்ந்த பள பளக்கும் வெண்ணிறமுடைய பீங்கான் சாமான் செய்யப் TiO_2 பயனாகிறது.

பகுப்பு முறையில் கண்டறிதல்

(a) டைட்டேனியச் சேர்மங்களை அமிலக் கரைசலில் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடுடன் வினைப்படுத்தினால், ஆரஞ்சு நிறம் தோன்றுகிறது. அப்பொழுது உண்மையான ஒரு பெராக்ஸைடு சேர்மம் இங்கு உண்டாகிறது.



இந்நிறம் HF, HNO_3, அசடிக் அமிலம் போன்ற வகைகள் கரைசலில் இருந்தால் தோன்றாது.

(b) டைட்டேனியச் சேர்மக் கரைசல் $+ Zn +$ அமிலம் $\rightarrow$ ஊதா நிறக் கரைசல். $[Ti^{+3}]$ அயனி இந்நிறம் கரைசலுக்குக் கொடுக்கிறது.

(c) டைட்டேனிய உப்புக் கரைசல் $+$ தைமால் (Thymol) $\rightarrow$ இரத்தச் சிவப்பு நிறம் தோன்றுகிறது.

24-d. தோரியம்

(Thorium)

மென்டலியின் தனிம அட்டவணையில் இவ்வுலோகம் 90ஆவது இடத்திலுள்ளது. 90ஆவது தனிமத்திலிருந்து 103ஆவது (லாரன்சியம்) தனிமம் வரை உள்ளதை ஆக்டினைடு தனிமங்கள் என்பர். இவற்றை அக இடைநிலைத் தனிமங்கள் (inner transitional elements) என்றும் அழைப்பர்; ஏனெனில், இவ்வகைத் தனிம அணுக்களில் 5*f* ஆர்பிட்டல் எலெக்ட்ரான்கள் ஒவ்வொன்ருக நிரப்பப் படுகின்றன.

Th^{91} = 2, 8, 18, 32, 18+1, 9, 2 (எலெக்ட்ரான் அமைப்பு)
I II III IV V VI VII→ஆர்பிட்டல்கள்

தோரியம் கதிரியக்கமுடைய தனிமம். இதை அணு உலைகளில் எரிமமாகப் பயன்படுத்தி சங்கிலித்தொடர் வினைமுறையில் பிளவுபட்டு அணுக்கரு ஆற்றலைக் கொடுக்கும் யுரேனிய ஐசோடோப்பை [U^{233}] உண்டாக்குகிருர்கள். ஆகையால் இதன் உற்பத்தியையும் உபயோகத்தையும் ஒவ்வொரு நாடும் சட்டரீதியாகக் கட்டுப்படுத்தியுள்ளது. இயற்கையில் கிடைக்கும் பெருவாரியான ஐசோடோப்பு ^{232}Th. இது படிப்படியாக ஆறு α–துகளையும் ஐந்து β^- துகளையும் வெளியிட்டு இறுதியில் கதிரியக்கமற்ற காரீய ஐசோடோப், ^{208}Pb-ஆக மாறுகிறது. ^{232}Th ஐசோடோப்பு நீண்ட அரை வாழ்வை ($=1{\cdot}39\times10^{10}$ வருடங்கள்) உடையது; ^{228}Th-ன் அரை வாழ்வு மிகக் குறுகியது ($=1{\cdot}9$ வருடங்கள்.)

கீழே காட்டியபடி தோரியம் (232)ஐ நியூட்ரான்களைக் கொண்டு அணு உலைகளில் தாக்கி, அதை யுரேனிய ஐசோடோப்பு ^{233}Uஆக மாற்றலாம்; பின்னது தானே பிளவுபட்டு அளவற்ற அணுக்கரு ஆற்றலைத் தருகிறது. நம் நாட்டில் பெருமளவில் தோரியம் கிடைப்ப

தால், இதைப்பற்றிய விரிவான ஆராய்ச்சி பம்பாயில் உள்ள பாபா அணு ஆற்றல் நிறுவனத்தில் நடந்துவருகிறது.

$$ {}^{232}_{90}Th \xrightarrow[-\gamma]{+n} {}^{233}_{90}Th \xrightarrow{-\beta^-} {}^{233}_{91}Pa \xrightarrow{-\beta^-} {}^{233}_{92}U $$

பெறப்பட்ட யுரேனிய 233 ஐசோடோப்பு மிகத் தீவிரமான கதிரியக்க முள்ள அணு. இதன் அரை வாழ்வு 27·4 நாள்கள். தோரியம் 232ஐ யுரேனியம் 233ஆக மாற்றக் குறைந்த வேகம் உள்ள நியூட்ரான்கள் தேவை; இவைகளை அணுக்கரு உலைகளில் உண்டாக்குகிறார்கள். தோரியம் 233-ன் அரை வாழ்வுக் காலமும் மிகக் குறுகியது (23 நிமிடங்கள்.)

தோற்றம்: இதன் முக்கியமான தாது மானசைட்டு மணல் (monazite sand). இதில் அருமண் உலோக பாஸ்பேட்டுகளும் 30% வரை தோரியம் டையாக்ஸைடும் உள்ளன. அதிர்ஷ்டவசமாக நம் நாட்டில் மானசைட்டு மணல் மிக அதிக அளவில் கேரள நாட்டில் கடற்கரை மணல் பகுதிகளில் கிடைக்கிறது. உலகில் உள்ள 90% தோரிய கனிமம் நம் பாரத தேசத்திலேயே கிடைக்கிறது.

உலோகவியல்: மானசைட்டு மணலும் இரு மடங்கு எடை அடர் சல்பியூரிக் அமிலமும் கலந்து வார்ப்பிரும்பு வாணலிகளில் மணல் கரையும் வரை சூடேற்றுகிறார்கள். தண்ணீர் விட்டுக் கலக்கி மாசுகளை வடிகட்டிப் பிரிக்கவேண்டும். பின்னர் நீர் கொண்டு விளாவியோ (dilute) அல்லது NH_4OH கரைசலைச் சிறிது சிறிதாகச் சேர்த்தோ, குறைந்த கரைதிறனுள்ள தோரியம் பைரோபாஸ்பேட்டை (ThP_2O_7) வீழ்படிவாகப் பிரித்தெடுக்கவேண்டும். கரைசலை நடுநிலைக்குக் கொண்டுவராமல் சிறிது அமிலத்தன்மை உடையதாகவே வைக்க வேண்டும். (ஏனெனில் கரைசல் நடுநிலை அடைந்தால் ThP_2O_7 உடன் அருமண் உலோக பாஸ்பேட்டுகளும் கலந்து வீழ்படிவாக வரும்.) வடிகட்டிப் பெற்ற ThP_2O_7-ஐ HCl-ல் கரைத்து ஆக்ஸாலிக் அமிலம் சேர்ப்பார்கள். இப்பொழுது தோரியம் ஆக்ஸலேட்டும் மாசுகளாகக் கலந்துள்ள அருமண் உலோக ஆக்ஸலேட்டுகளும் சேர்ந்து வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும். இந்த ஆக்ஸலேட்டுகளுடன் அம்மோனிய ஆக்ஸலேட்டுக் கரைசலைப் போதிய அளவில் சேர்த்துக் கலக்கினால், அம்மோனியம் தோரியம் இரட்டை ஆக்ஸலேட்டு $[(NH_4)_2\ Th\ (C_2O_4)_3]$ உண்டாகி நீரில் கரைந்தே இருக்கும்; ஆனால், அருமண் உலோக ஆக்ஸலேட்டுகள் கரையாமல் இருக்கும். இவ்வாறு பின்னதை வடிகட்டிப் பிரித்து நீக்கிவிடலாம். இரட்டைத் தோரிய ஆக்ஸலேட்டை வெப்பத்தால் சிதைத்துத் தூய தோரியம் டையாக்ஸைடைப் பெறுகிறார்கள்; பின்னதை நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை ஆவியாக்கி,

தூய படிகநீர் கொண்ட தோரியம் டெட்ரா நைட்ரேட்டு $[Th(NO_3)_4 \cdot 12H_2O]$ உப்பைப் பெறுகிறார்கள்.

தோரிய உலோகம் முக்கியம் வாய்ந்ததன்று. தோரிய டையாக்ஸைடை காரமண் உலோகங்களுடன் கால்ஸியம் குளோரைடு முன்னிலையில் சீல் செய்த கலனில் (bomb) சூடேற்றினால் இவ்வுலோகம் கிடைக்கும். உருகிய $ThCl_4$-ஐ மின்பகுப்புக்கு உட்படுத்தியும் இவ்வுலோகத்தைப் பெறலாம்.

பண்புகள் : இது பொடியான உலோகம்; சாம்பல் நிறமானது; கெட்டியாக்கப்பட்ட தோரிய உலோகம் பிளாட்டினம் போன்று பளபளப்பானது. நீர்த்த எல்லாக் கனிம அமிலங்களிலும் இது கரையும். சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் வினைப்படாது. சுமார் 500° வெப்பநிலையில் ஹாலஜன்களுடன் வினைப்பட்டு ThX_4 உப்புகளைத் தருகிறது; இன்னும் அதிக வெப்பநிலையில் நைட்ரஜனுடன் இணைந்து தோரியம் நைட்ரைடைத் தருகிறது; ஹைட்ரஜனுடன் வினைப்பட்டு ThH_2, ThH_3 போன்ற ஹைடிரைடுகளைத் தருகிறது. இதன் இணைதிறன் நான்கு. இதன் கதிரியக்கத் தன்மையைப்பற்றி தொடக்கத்திலேயே தெரிந்துகொண்டோம்.

பயன்கள் : அணுக்கரு ஆற்றலை வெளிவிடும் துறையில் இவ்வுலோகத்தைப் பெருவாரியாக ஆராய்ச்சி செய்கிறார்கள். டங்ஸ்டன் நுண்ணிழைக் கம்பிகளைச் சீர்செய்ய 0·25% தோரியத்தைப் பயன்படுத்துகிறார்கள். தோரியம் டையாக்ஸைடு மாண்டில்கள் செய்யவும், (Fischer-Tropsch) முறையில் வேகமாற்றியாகவும், உபயோகமாகிறது.

தோரியச் சேர்மங்கள்

இவை நிறமற்றவை; நான்கிணைதிறனுள்ளவை; பல உப்புகள் படிகநீருடையவை; இவை அம்மோனியா மற்றும் கார உலோக உப்புகளுடன் கலந்து இரட்டை உப்புகளைத் தருகின்றன.

தோரியம் டையாக்ஸைடு, ThO_2: இது வெண்ணிறமான மிக அதிக வெப்பநிலையிலும் உருகாத பொருள்; அமிலங்களும் காரங்களும் இதை பாதியா; தோரிய உப்புகளுடன் $NaOH$ஐச் சேர்த்தால் $Ti(OH)_4$ வெண்வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது; இதைச் சூடேற்றினால் இவ்வாக்ஸைடு உண்டாகிறது. 99% எடை ThO_2-உம் 1% சீரியம் செங்குயி ஆக்ஸைடும் (Ce_2O_3) கலந்து இவற்றை நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து பெட்ரோமாக்ஸ் விளக்கின் மாண்டில்களைத் தயாரிக்கிறார்கள். இம்மாண்டிலின் உதவியால் கெரோசின் ஆவி சாதாரண வெப்பநிலை

யில் எரிந்து மிக்க வெண் ஒளியைத் தருகிறது. செயற்கைப் பட்டால் ஒரு பை போன்ற உறையைப் பின்னுகிறார்கள். இதைத் தோரியம் (IV) நைட்ரேட்டு, சீரியம் (III) நைட்ரேட்டு உப்புக் கரைசல்களில் நனைத்து எரித்தால் இம்மாண்டில் கிடைக்கிறது.

தோரியம் டெட்ராகுளோரைடு, $ThCl_4$ **(Thorium tetrachloride) :** கார்பன் மோனாக்ஸைடு, குளோரின் வாயுக்களைச் செஞ்சூடுள்ள ThO_2 மேல் செலுத்தினால் இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$ThO_2+2CO+2Cl_2 \rightarrow 2ThCl_4+2CO_2 \uparrow$$

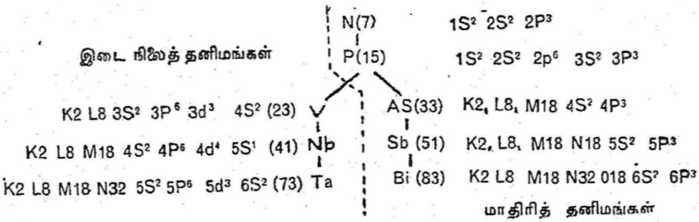
தோரியம் டெட்ரா நைட்ரேட்டு, $Th(NO_3)_4$ **(Thorium tetranitrate) :** தோரிய ஹைட்ராக்ஸைடை நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்தால் இச்சேர்மம் கிடைக்கும். இது நீரிலும் ஆல்கஹாலிலும் நன்கு கரையும். இது மாண்டில் செய்யப் பயனாகிறது.

தோரியம் ஆக்ஸலேட்டு, $Th(C_2O_4)_2$ **:** இது நீரில் கரையாது. நீரில் கரையும் தோரிய உப்புகளுடன் $[ThCl_4, Th(NO_3)_4]$ ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தையோ அல்லது கார உலோக ஆக்ஸலேட்டுக் கரைசல்களையோ கலந்து இச்சேர்மத்தை வெண் வீழ்படிவாகப் பெறலாம்.

தோரியம் சல்பேட்டு—கார்பனேட்டு—மெட்டா பாஸ்பேட்டு போன்றவை மற்ற முக்கியமான தோரியச் சேர்மங்கள்.

பகுப்புமுறையில் கண்டறிதல் : இவ்வுலோக உப்புக் கரைசலில் ஆக்ஸலேட்டு, பாஸ்பேட்டு, ஐயோடேட்டு போன்ற அயனிகளைக் கலந்தால் அதனதன் தோரியச் சேர்மங்கள் வீழ்படிவாகப் பெறப்படுகின்றன.

25. ஐந்தாம் தொகுதித் தனிமங்கள்
(V Group Elements)



ஐந்தாம் தொகுதியிலுள்ள 8 தனிமங்களில் நைட்ரஜன் முதல் பிஸ்மத் வரையுள்ள ஐந்து மாதிரித் தனிமங்களும், *V*, *Nb*, *Ta* என்ற மூன்று இடைநிலைத் தனிமங்களும் காணப்படுகின்றன. முதல் தொகுதித் தனிமங்களுடன் இவைகளை ஒப்பிடுவோமானால் இவைகளின் குறைவான உலோகப் பண்புகள் நன்கு விளங்கும். நைட்டிரஜன் குடும்ப மாதிரி அலோகங்களாக அணு எடை அதிகமாகும்போது உலோகப் பண்பும் அதிகமாவதைக் காண்கிறோம். ஆன்டிமனி அலோகப் பண்பைவிட உலோகப் பண்பை அதிகமாகப் பெற்றுள்ளது. பிஸ்மத்துக்கு மிகக் குறைவான அலோகப் பண்புதான் உண்டு. இத் தொகுதியில் காணப்படும் உபதொகுதிகளினிடையே பண்புகளில் அதிகமான வேற்றுமை இல்லை. மாதிரித் தனிமங்கள் எல்லாம் மந்த வாயுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பை அடைய மூன்று எலெக்ட்ரான்கள் குறைவாகப் பெற்றுள்ளன.

நைட்டிரஜன் உபதொகுதித் தனிமங்கள் : நைட்டிரஜன் வாயு நிலையிலும், பாஸ்பரஸ், ஆர்சனிக் ஆகியவை அலோகப் பண்புகள் உடைய திண்மங்களாகவும், ஆன்டிமனிக்கும் பிஸ்மத்துக்கும் உலோகங்களுடைய திண்மங்களாகவும் காணப்படுகிறது. ஆர்சனிக்கிற்குச் சிறிது உலோகப் பொலிவு உண்டு ; ஆனால், பிஸ்மத்திற்கு உலோகப்

வரிசை எண்	தனிமங்கள்	அணு எண்	மூலக்கூறு வாய்பாடு	அணு எடை	ஒப்பு அடர்த்தி	உருகு நிலை	கொதி நிலை	எதிர்மின் தன்மை	அயனிசேகன் பொட்டன்ஷியல் EV	சக பிணை ஆரம் A
	V மாதிரித் தனிமங்கள்									
1	நைட்டிரஜன்	7	N_2	14·008	0 8792	—210·0°	—195·8°	3·0	14·54	0·74
2	பாஸ்பரஸ்	15	$P_4 \rightleftharpoons P_2$	80·98	1·8232	44·1°	280·5°	2·1	11·0	1·10
3	ஆர்சினிக்	33	$AS_4 \rightleftharpoons AS_2$	74·91	5·7	814·5°	610°	2·0	10±	1·21
4	ஆன்டிமனி	51	$Sb_4 \rightleftharpoons Sb_2$	121·76	6·58	630·5°	1380°	1·8	8·64	1·41
5	பிஸ்மத்	83	$Bi_2 \rightleftharpoons Bi$	209·00	9·8	271°	1450°	—	8·0	1·52
	V இடைநிலைத் தனிமங்கள்									
6	வனேடியம்	23	V	50·942	5·96	1710°	3000°	—	6·74	1·22

பொலிவு அதிகம். ஆர்சனிக் போலவே ஆன்டிமனிக்கும் சிறிதளவு நொறுங்கும் தன்மை உண்டு. பிஸ்மத்திற்குப் பொடியாகும் தன்மை உண்டு. எப்படியாயினும் இத்தொகுதியில் உள்ள எல்லாத் தனிமங்களுக்கும் அலோகப் பண்பு சிறிதளவு உண்டு; அதுமட்டுமன்றி அலோகப்பண்பு சிறிது சிறிதாகக் குறைகிறது என்பதும் தெளிவாகிறது. அலோகங்களுக்கே உரித்தான புறவேற்றுமையை பாஸ்பரசும், ஆர்சினிக்கும் காட்டுகின்றன. உருகுநிலை, நைட்டிரஜனிலிருந்து ஆர்சனிக்வரை உயருகிறது; அதன்பிறகு உருகுநிலை குறைகிறது. ஆனால், கொதிநிலை சீராக அதிகரிக்கக் காண்கிறோம். அணு எடை உயர உயர எதிர்மின் தன்மை குறைகிறது; ஆகவே, உலோகத் தன்மை உயருகிறது என்பது தெளிவாகிறது. மூன்று எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற வாய்ப்பிருந்தாலும், இத்தன்மையை மிக அதிகமான எதிர்மின் தன்மையுடைய நைட்டிரஜனில்தான் நாம் காணமுடிகிறது. கடைசி எலெக்ட்ரான் ஷெல்லின் அமைப்பு $ns^2\ np^3$ என இருப்பதால் $+3$, $+5$ ஆகிய இணைதிறன் நிலைகள் குறிப்பிடத்தக்கனவாகும். $+3$ இணைதிறன் நிலையில் ஒரு ஜோடி மந்த எலெக்ட்ரான்களைப் (inert pair) பெற்றுள்ளது. பாஸ்பரஸ் முதல் பிஸ்மத்வரை உள்ள $+3$ இணைதிறன் நிலைகள் மீண்டும் ஆக்சிஜனேற்றம் அடைவதை எதிர்க்கின்றன.

இங்குள்ள எல்லாத் தனிமங்களும் RH_3 என்ற பொது வாய்பாட்டை உடைய ஹைடிரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன: NH_3, PH_3, ASH_3, SbH_3, BiH_3. இந்த ஹைடிரைடுகள் எளிதில் ஆவியாகக் கூடியனவாகவும், சகபிணைப்புச் சேர்மங்களாகவும் காணப்படுகின்றன. இந்த ஹைடிரைடுகளின் நிலைத் தன்மை அணு எடை அதிகரிக்கும்போது குறைகிறது. அதாவது அம்மோனியாவிலிருந்து பிஸ்மத் ஹைடிரைடுவரை நிலைத்தன்மை குறைகிறது. அம்மோனியா சாதாரண வெப்பநிலையில் நிலையானது, பாஸ்பீனைச் சூடுபடுத்தினால் சிதைவடைகிறது. சாதாரண வெப்பநிலையில் ஆன்டிமனி பிஸ்மத் ஆகியவைகளின் ஹைடிரைடுகள் நிலையற்றவைகளாயுள்ளன. இந்த ஹைடிரைடுகளில் காரத்தன்மையும் சிறிது சிறிதாக மாறுவதைக் காண்கிறோம். அம்மோனிய அமிலங்களுடன் சேர்ந்து அம்மோனியம் உப்புகளைக் கொடுக்கிறது. அம்மோனியம் ஹைடிராக்சைடு காரத்தன்மை உடையதாகும். இதே முறையில் PH_3 பாஸ்போனியம் சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது. இதனுடைய காரத்தன்மை அம்மோனியாவினுடையதை விடக் குறைவானதாகும்.

இத்தொகுதியின் எல்லாத் தனிமங்களும் ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. இந்த ஆக்சைடுகளின் அமிலத் தன்மை அணு எடை அதிகரிக்க அதிகரிக்கக் குறைகிறது. நைட்டிரஜனுடைய ஆக்சைடுகளும் (N_2O_3, N_2O_4, N_2O_5) பாஸ்பரஸின் ஆக்சைடுகளும் (P_2O_3,

ஹைடிரைடுகள்	நிலைப்புத் தன்மை	காரத் தன்மை
1. அம்மோனியா (NH_3)	மிகவும் நிலையானது. 1700° வெப்பநிலையில்தான் சிதைவடைகிறது.	மிகவும் காரத் தன்மை உடையது. $NH_3+H_2O \rightarrow NH_4OH$ $NH_3+HCl \rightarrow NH_4Cl$
2. பாஸ்பீன் (PH_3)	காற்றில்லாதிருந்தால் 440° வரை இது நிலையானது. காற்றில் பற்றி எரிகிறது.	நீரில் கரையாது, இலேசான காரத் தன்மை உடையது. $PH_3+HI \rightarrow PH_4I$
3. ஆர்சின் (ASH_3)	காற்றில்லாவிட்டால் 330° வெப்பநிலையில் இது சிதைகிறது. காற்றில் தீப்பற்றி எரிகிறது.	நடுநிலையானது.
4. ஸ்டிபைன் (SbH_3)	150° வெப்பநிலையில் சிதைகிறது. காற்றில் எரிகிறது	இலேசான அமிலத் தன்மை உடையது.
5. பிஸ்மத்தைன் (BiH_3)	சாதாரண வெப்பநிலையில் சிதைகிறது. சூடுபடுத்தும் போது வேகமாகச் சிதைகிறது.	அமிலத் தன்மை உடையது. காரங்களில் கரைகிறது.

P_2O_4, P_2O_5) அமிலத் தன்மையை மட்டுமே பெற்றுள்ளன. ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி ஆகியவைகளின் ஆக்சைடுகள் ஈரியல்பு உள்ளவைகளாயிருக்கின்றன. பிஸ்மத் ஆக்சைடு (Bi_2O_3) காரத் தன்மை உள்ளதாயிருக்கிறது.

நைட்டிரஜன் மிகவும் வீரியமான நைட்டிரிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது. பாஸ்பரசும் வீரியமான பாஸ்பாரிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது. ஆர்சனிக் அமிலமும் ஆர்சனியஸ் அமிலமும் வீரியம் குறைந்த அமிலங்களாகும். ஆன்டிமனி அமிலம் மிகவும் வீரியம் குறைந்ததாயுள்ளது. பிஸ்மத் அமிலத்தை உண்டாக்குவதில்லை.

இத்தொகுதியில் உள்ள எல்லாத் தனிமங்களும் டிரைஹேலைடுகளைத் தருகின்றன. நைட்டிரஜன் டிரைஃபுளுரைடு தவிர மற்றவைகளெல்லாம் நீர்ப்பகுப்புக்கு உட்படுகின்றன. நைட்டிரஜனுடைய மற்ற ஹாலைடுகள் நீரில் கரைந்து, சிதைந்து அம்மோனியாவையும் ஹைபோ ஹாலஸ் அமிலத்தையும் கொடுக்கின்றன.

$$NCl_3+3HOH \rightarrow NH_3+3HOCl$$

நைட்டிரஜன், ஹாலஜன் ஆகியவற்றின் இடையே உள்ள பிணைப்பு வலுவானதல்ல என்பதை அவைகளின் வெடிக்கத்தக்க தன்மை நன்கு விளக்குகிறது. பாஸ்பரஸ் ஹாலைடுகளும் நீர்ப்பகுப்பு அடைகின்றன; ஆனால், டிரைஃபுளுரைடுகள் மெதுவாகவும், மற்ற ஹாலைடுகள் வேகமாகவும் வினைபுரிகின்றன.

$$PCl_3+3HOH \rightarrow 3HCl+H_3PO_3$$

ஆர்சினிக் ஹாலைடுகளும் நீர்ப்பகுப்பு அடைகின்றன; ஆனால், அமிலத்தைச் சேர்த்தால் இது மீளும் வினையாகிறது. ஆன்டிமனி, பிஸ்மத் ஆகியவைகளின் ஹாலைடுகள் நீர்ப்பகுப்பு அடைந்து ஆக்சி குளோரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. இவ்வினைகள் மீளும் தன்மையுடையவை.

$$SbCl_3+HOH \rightleftharpoons SbOCl+2HCl$$

$$BiCl_3+HOH \rightleftharpoons BiOCl+2HCl$$

பிஸ்மத் டிரைஃபுளுரைடு ஓர் அயனிச் சேர்மம். இதனுடைய டிரை குளோரைடு அயனிகளாகப் பிரியத் தக்கது. இது பிஸ்மத்தினுடைய அதிகமான நேர்மின் தன்மையைக் காட்டுகிறது.

நைட்டிரஜன் பெண்டாஹேலைடுகளைக் (NX_5) கொடுப்பதில்லை; ஆனால் பாஸ்பரஸ், பெண்டாஃபுளுரைடு, பெண்டாகுளோரைடு, பெண்டாபுரோமைடு ஆகியவைகளைக் கொடுக்கிறது. ஆர்சினிக், பெண்டாபுளுரைடு மட்டிலும் தருகிறது. ஆன்டிமனி பெண்டா குளோரைடை உண்டாக்குகிறது. பிஸ்மத் எந்தவித பெண்டாஹாலைடுகளையும் கொடுப்பதில்லை. ஆகையால், ஐந்து இணைதிறன்களின் நிலைப்புத் தன்மை பாஸ்பரசிலிருந்து பிஸ்மத்வரை குறைந்து கொண்டே வருகிறது.

நைட்டிரஜன், சல்பர் ஆகியவைகள் சல்பைடுகளை உண்டாக்குவதில்லை. ஆர்சினிக், ஆன்டிமனி ஆகியவைகள் அமிலத் தன்மை சல்பைடுகளைக் கொடுக்கின்றன; தயோ ஆன்டிமனேட்டுகளையும் உண்டாக்குகின்றன. பிஸ்மத் சல்பைடு காரத் தன்மையுடையது; ஆனால், தயோ உப்புகளை உண்டாக்குவதில்லை.

நைட்டிரஜன், பாஸ்பரஸ், ஆர்சினிக், ஆன்டிமனி ஆகியவைகள் சல்பேட்டு, கார்பனேட்டு, நைட்டிரேட்டு ஆகிய சேர்மங்களைக் கொடுப்பதில்லை; ஆனால் பிஸ்மத் மேற்குறிப்பிட்ட சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது.

ஆர்சினிக், ஆன்டிமனி, பிஸ்மத் ஆகியவை பல அணைவுச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. இவைகள் மூவிணைதிறன் நிலையில் எலெக்ட்ரான் வழங்கிகளாக இருக்கின்றன. இவைகள் இப்போது நைட்டிரஜனை ஒத்திருக்கின்றன. ஆனால், ஐயிணைதிறன் நிலையில்

எலெக்ட்ரான் வாங்கிகளாக இருக்கின்றன. அப்போது மந்த இணை எலெக்ட்ரான்கள் (inert pair) அவைகளில் இருப்பதில்லை.

மேற்கண்ட வினைகளிலிருந்து இத்தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக அலோகத் தன்மை சிறிது சிறிதாகக் குறைகிறது; உலோகத் தன்மை அதிகரிக்கிறது என்பதை அறிகிறோம். ஆர்சினிக், ஆன்டிமனி ஆகியவை உலோகப் போலிகளாக இருக்கின்றன என்பதையும் அறிந்தோம். இந்த ஏற்றத் தாழ்வுகள், மாற்றங்கள் எல்லாவற்றிற்கும் காரணம் இவைகளின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பில் நாம் காணும் வித்தியாசமே என்பது யாவரும் அறிந்ததே.

ஐந்தாவது இடைநிலைத் தொகுதித் தனிமங்கள்

மற்றத் தொகுதிகளைவிட இத்தொகுதியில் உள்ள இரண்டு உட்பிரிவிலுள்ள தனிமங்களிடையே வித்தியாசங்கள் தெளிவாக இருக்கின்றன. இத்தொகுதியில் இடைநிலைத் தனிமத் தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் மிகவும் அதிகமான நேர்மின் தன்மையுடையவை. இவைகள் அதிகமான ஒப்பு அடர்த்தியையும் உருகு நிலையையும் பெற்றிருக்கின்றன. மேற்குறிப்பிட்ட பண்புகளெல்லாம் மாதிரித் தனிமங்களுக்குக் குறைவாக உள்ளன. இத்தொகுதியின் இடைநிலைத் தனிமங்கள் எதுவும் புறவேற்றுமையைக் காட்டாத உலோகங்கள். இவைகள் ஆக்சைடுகளைக் கொடுக்கின்றன; ஆனால், அவைகளை எளிதில் ஒடுக்கமுடியாது. இவைகள் ஹைடிரைடுகளை உண்டாக்குவதில்லை. மாதிரித் தனிமத் தொகுதிக்கும், இடைநிலை தனிமத் தொகுதிக்கும் உள்ள ஒற்றுமை இவைகளெல்லாம் ஐயிணைதிறன் சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன என்பதாகும்.

வெனேடியம் அமிலங்களாலும் ஹாலஜன்களாலும் பாதிக்கப்படுகிறது. ஆக்சிஜனுடனும் சல்பருடனும் வினைபுரிகிறது. ஆனால், மற்றத் தனிமங்கள் வீரியம் குறைவானவைகள். இடைநிலைத் தனிமத்திற்கான எல்லாப் பண்புகளையும் வெனேடியம் பெற்றுள்ளது. வேறுபட்ட இணைதிறன்களைக் கொண்டுள்ளது; நிறமுள்ள சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது; வினைவேகமாற்றியாக இது செயல்படுகிறது. வெனேடியம் பென்டாக்சைடைத் தொடுகைமுறையில் வினைவேகமாற்றியாகப் பயன்படுத்துகிறோம். இதற்கு 2 முதல் 5 வரையுள்ள எல்லா இணைதிறன்களும் உண்டு. 2, 3 ஆகிய இணைதிறன் நிலைகளில் இது கொடுக்கும் ஆக்சைடுகள் கார குணமுள்ளவை; பல நிறமுள்ள உப்புகளைக் கொடுக்கின்றன. அவைகள் குறைப்பான்களாகவும் இருக்கின்றன. நாலிணைதிறன் வெனேடியம் ஈரியல்பு உள்ளது; வெனேடைல் உப்புகளைக் கொடுக்கிறது. நிலையற்ற வெனேடைட்டுகளும் உண்டாகின்றன. ஐயிணைதிறன் வெனேடியம் மிகவும் நிலையானது. வெனேடியம்

பென்டாக்சைடு அமிலத் தன்மை உடையது, நிறமற்ற வெனேடேட்டு களைக் கொடுக்கிறது. இது இலேசான காரத்தன்மை உடையதாகவும் இருக்கிறது. வீரியமுள்ள அமிலங்களுடன் இது வினைபுரிந்து வெனேடைல் உப்புகளைக் கொடுக்கிறது. வெனேடியம், பென்டா ஃபுளூரைடைக் கொடுக்கிறது. ஆக்சிஹாலைடுகளையும் வெனேடியம் கொடுக்கிறது. III, IV தொகுதி இடைநிலைத் தனிமங்களைவிட V-ம் தொகுதி இடைநிலைத் தனிமங்களுக்கு எல்லா இடைநிலைத் தனிமப் பண்புகளும் இருக்கின்றன.

V-ம் தொகுதி இடைநிலைத் தனிமங்கள்	V-ம் தொகுதி மாதிரித் தனிமங்கள்
இத் தனிமங்களெல்லாம் உலோகங்கள்; கடினமானவைகள்; உயர்ந்த கொதிநிலை, உருகுநிலை கொண்டவை; நிறமுள்ள உப்புகளைக் கொண்டவை.	*Sb*, *Bi* ஆகியவை உலோகங்கள்; *As* ஓர் உலோகப் போலி; *N*, *P* ஆகியவை அலோகங்கள்; நைட்டிரஜன் ஒரு வாயு; மற்றவை மென்மையான திண்மங்கள். *As*, *Sb*, *Bi* ஆகியவை வெண்மையான உப்புகளைக் கொடுக்கின்றன.
குறைந்த இணைதிறன் உள்ள சேர்மங்களின் நிலைப்புத் தன்மை அணு எடை அதிகரிக்கும்போது குறைகிறது.	மூவிணைதிறனின் நிலைப்புத் தன்மை அணு எடை அதிகரிக்கும்போது அதிகரிக்கிறது.
நிலையற்ற ஹைடிரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன.	வாயுநிலை ஹைடிரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன.
ஆக்சைடுகளை எளிதில் ஒடுக்க முடியாது.	இவைகளின் ஆக்சைடுகளை எளிதில் ஒடுக்க முடியும்.
பென்டாக்சைடுகளின் அமிலத் தன்மை அணு எடை அதிகரிக்கும்போது அதிகரிக்கிறது.	பென்டாக்சைடுகளின் அமிலத் தன்மை அணு எடை அதிகரிக்கும்போது குறைகிறது.

25-a. வெனேடியம்
(Vanadium)

பிரிவு : இவ்வுலோகம் தனிம அட்டவணையில் V ஆவது பிரிவில் உள்ள இடைநிலைத் தனிமங்களில் முதலாவது. இதனை அடுத்து நியோபியம், டன்டாலம் என்ற மிக அரிதாகக் காணப்படும் இரு உலோகங்கள் இருக்கின்றன. இத் தனிம அணுக்களின் பொதுவான எலெக்ட்ரான் அமைப்பு : $(n-1)d^3ns^2$. n என்பது இறுதி ஆர்பிட்டையும் $(n-1)$ என்பது ஈற்றயல் (penultimate) ஆர்பிட்டையும் குறிக்கின்றன. இப்பிரிவுத் தனிமங்கள் சேர்மங்களாகும்பொழுது 2 முதல் 5 வரையுள்ள இணைதிறன்களைக் காட்டுகின்றன ; அப்பொழுது முறையே ஒவ்வொரு படியிலும் s^2 என்ற இரு எலெக்ட்ரான்களும், அதன் பின் d^1, d^2+d^3 எலெக்ட்ரான்களும் இப்பிரிவு உலோக அணுவிலிருந்து நீக்கப்பட்டு M^{+2}, M^{+3}, M^{+4}, M^{+5} அயனிகள் பெறப்படுகின்றன. V ஆவது இடைநிலைத் தனிமங்களில் வெனேடியம்தான் மிக அதிக அளவில் கிடைக்கிறது ; மிகச் சிக்கலான சேர்மங்களைக் கொடுக்கும் தன்மை உடையது ; மேலும் பாஸ்பரஸ் சேர்மங்களுடன் வெனேடியச் சேர்மங்கள் சேர்ந்து இயற்கையில் பல கனிமங்களில் உள்ளது. வெனேடிய அணுவின் எலெக்டிரான் அமைப்பு : 2, 8, 11, 2.

சரித்திரம் : வெனேடியத்தின் ஆக்ஸைடுகளும் பல சேர்மங்களும் பல நிறங்களில் திகழ்வதால், மிக அழகுள்ள ஸ்காண்டிநேவியக் காதல் தேவதையான வெனேடிஸ் என்ற பெயரிலிருந்து வெனேடியம் என்ற பொருத்தமான பெயர் இத்தனிமத்திற்குக் கொடுக்கப்பட்டிருக்கிறது.

தோற்றம் : மிகப் பழக்கத்தில் இல்லாத உலோகமாயினும், வெனேடியம் Cu, Zn, Pb, Hg போன்ற உலோகங்களைக் காட்டிலும் அதிகமாகக் கிடைக்கிறது. குரோமியம் போன்று அதிக அளவில் காணப்படுகிறது. மிகப் பரவலாகச் சிதறியிருப்பதால், இதன் அதிகச் செறிவுள்ள (Concentrated ores) கனிமங்கள் மிகக் குறைவு. நிலக்கரிச் சாம்பல், பழுப்பு நிலக்கரிச் சாம்பல் (நெய்வேலி லிக்கோ பழுப்பு

நிலக்கரிச் சாம்பல்), கச்சா கனிம எண்ணெய்கள் (Crude petroleum) முதலியவற்றிலும் இவ்வுலோகம் காணப்படுகிறது. இதன் முக்கியக் கனிமங்கள் பின்வருமாறு :

(a) பாட்ரோனைட்டு (V_2S_5) : இது உலகிலேயே மிக அதிக அளவுள்ள வெனேடியப் படிவு; தென்னமெரிக்கா பெரு நாட்டில் உள்ள ஆண்டிஸ் மலைகளில் கிடைக்கிறது.

(b) கார்னோடைட்டு (K_2O, $2V_2O_3$, V_2O_5, $3H_2O$) : நீரேறிய பொட்டாசிய யுரானைல் வெனடேட்டு. இதிலிருந்து ரேடியம், யுரேனியம், வெனேடியம் பெறப்படுகிறது. வடமேற்கு ஆப்ரிக்கா, தென்னுஸ்டிரேலியா, வட அமெரிக்காவில் கொலராடோ, உடா முதலிய இடங்களில் பெருவாரியாகக் கிடைக்கிறது.

(c) வெனடினைட்டு : $[3Pb_3(VO_4)_2, PbCl_2]$ என்பது லெட் க்ளோரோ வெனடேட்டு. இக்கனிமம் க்ளோர் அபடைட்டு $[3Ca_3(PO_4)_2, CaCl_2]$ என்ற கால்ஸிய பாஸ்ஃபேட்டுக் கனிமத்தை (analogous) அமைப்பில் ஒத்துள்ளது. மெக்ஸிகோ, யூரல் மலை, ஸ்பெயின், ஸ்வீடன் போன்ற இடங்களில் கிடைக்கிறது.

(d) ரோஸிகோலைட்டு : இது வெனேடியம் கலந்த மிகச் சிக்கலான சிலிகேட்டுக் கனிமம்—$2K_2O$, $2Al_2O_3$, $(Mg, Fe)O$, $3V_2O_5$, $10SiO_2$, $4H_2O$. வட அமெரிக்கா, தென் ஆஸ்டிரேலியா போன்ற பல நாடுகளில் இது காணப்படுகிறது.

நம் நாட்டில் பீஹார், ஒரிசா, மத்தியப்பிரதேசம் முதலிய இராச்சியங்களில் உள்ள இரும்புத் தாதுவில் வெனேடியமும் டைட்டானியமும் (3% V_2O_5) காணப்படுகின்றன.

வெனேடியத்தைப் பிரித்தெடுத்தல்

இவ்வுலோக இயலை இரு படிகளாகப் பிரிக்கலாம் : (A) கனிமம் $\rightarrow V_2O_5$; (B) $V_2O_5 \rightarrow V$.

A. பொது முறை

வெனேடியக் கனிமத்தைச் சாதாரண உப்புடன் கலந்து காற்றுப்படும்படி உலைகளில் சூடேற்றி வறுத்துப் பிறகு நீரில் கரைக்கவேண்டும். நீரில் சோடிய வெனேடேட்டுக் கரைசலாக இருக்கும். கரைசலில் சல்ஃபியூரிக் அமிலம் கலந்தால் 80% தூயதான V_2O_5 வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும். சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலில் V_2O_5ஐக் கரைத்து மறுபடியும் சோடிய மெட்டா

வெனேடேட்டைப் பெறவேண்டும்; இப்பொழுது கரையாத மாசுகளை வடிகட்டிப் பிரிக்கவேண்டும். வெனேடியக் கரைசலுடன் NH_4Cl-ஐச் சேர்த்தால் அம்மோனிய மெட்டாவெனேடேட்டு மிகத் தூயதாக வெண்வீழ்படிவாகப் பெறப்படும். இதை வடிகட்டிச் சூடேற்றி வறுத்தால் மிகத்தூய V_2O_5 கிடைக்கிறது.

(a) வெனேடியக் கனிமம் $+ NaCl \xrightarrow{\text{வறுத்தல்}} \left\{ \begin{array}{l} \text{நீரில் கரையும் சோடிய வெனேடேட்டு} \\ \text{கரையாத வண்டல்} \end{array} \right.$

(b) சோடிய வெனேடேட்டுக் கரைசல் $+ H_2SO_4 \rightarrow$ 80% தூய V_2O_5

(c) 80% தூய $V_2O_5 + Na_2CO_3$ கரைசல் $\xrightarrow{\text{கரைகிறது}} NaVO_3$ கரைசல்

$$\xrightarrow[\text{சேர்}]{NH_4Cl} NH_4VO_3 \downarrow \xrightarrow[-NH_3]{\triangle} \text{மிகத் தூய } V_2O_5.$$

B. V_2O_5-லிருந்து வெனேடியம் பெறுதல்

(a) சேபோல்ட்டு முறை: V_2O_5-ஐக் கால்சியத்தால் அயோடின் வேகமாற்றியைக் கொண்டு எஃகு பாமில் (bomb) வினைப்படுத்தினால், 99% தூய கட்டியான திண்மநிலையில் வெனேடிய உலோகம் கிடைக்கும்.

தூய உலோகம் பெருமளவில் உபயோகப்படுவதில்லை ஆதலாலும், ஃபெரோ-டைட்டேனியம் அதிக அளவு பயன்படுவதாலும் பின்னதையே அதிகமாகத் தயாரிக்கின்றனர். அயர்ன் ஆக்ஸைடும் V_2O_5-வும் சேர்ந்த கலவையைக் கரியைக் கொண்டு மின் உலையில் ஒடுக்கினால் ஃபெர்ரோ வெனேடியம் கிடைக்கிறது.

வெனடினைட்டிலிருந்து வெனேடிய உலோகத்தைப் பெறுதல்:

$$Pb_5(VO_4)_3Cl \xrightarrow[HCl]{\text{அடர்}} \left\{ \begin{array}{l} VO_2^+ \xrightarrow[NH_3]{NH_4Cl} NH_4VO_3 \xrightarrow{\triangle} V_2O_5 \\ \qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\quad \downarrow Al \text{ ஒடுக்கம்}, \; CaF_2 \text{ இளக்கி} \\ PbCl_2 \downarrow \end{array} \right.$$

பண்புகள்: இது ஒரு மென்தகடாக்கத்தக்க சாம்பல்நிற உலோகம். இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 5·68; உருகு நிலை 1900°C. இக்கடின உலோகம் நல்ல மெருகு ஏற்கும் தன்மை உடையது. இது உலோகமாகவும் அலோகமாகவும் செயல்படும் ஈரியல்பை உடையது. இதன் ஆக்ஸைடுகள் பல நிறங்கள் கொண்டவை. இதன் ஈரிணைதிறன் சேர்மங்களும் மூவிணைதிறன் சேர்மங்களும் வீரியமுள்ள ஒடுக்கிகளாகும். வெனேடியம் பல சிக்கலான ஐசோபாலி மற்றும் ஹெட்டரோபாலி அமிலங்களைக் (iso-and hetero-poly acids) கொடுக்கிறது.

சாதாரண வெப்பநிலையில் இவ்வுலோகம் நிலையாக இருக்கும்; ஆனல், அதிக வெப்பநிலையில் இது C, N, மற்றும் ஆக்ஸிஜனுடன் முறையே வினைப்பட்டுக் கார்பைடு, நைட்ரைடு, ஆக்ஸைடு ஆகியவைகளைத் தருகிறது. நீர் மற்றும் HCl ஆகியவற்றல் இவ்வுலோகம் பாதிக்கப்படுவதில்லை; ஆனல் HF, HNO_3 போன்ற ஆக்ஸிஜன் ஏற்றிகளுடன் சிறிது வினைப்படுகிறது.

பயன்கள் : (a) ஃபெரஸ் உலோகவியலில், ஃபெரோ-சிலிகன் மற்றும் ஃபெரோ-மாங்கனிசு ஆகியவற்றைக் காட்டிலும் ஃபெரோ வெனேடியம் மலிவானதும், எஃகைச் சுத்தப்படுத்துவதில் சிறந்ததும் ஆகும். எஃகின் தன்மைகளைச் சிறப்பாக்கவும் இழுவிசைத்திறனை அதிகரிக்கவும், சீரான தன்மையைக் கொடுக்கவும், 0·2% வெனேடியத்தை எஃகுடன் சேர்த்தாலே போதும்.

(b) **கிரையானல் உலோகக் கலவைகள் (Grinal alloys) :** இதில் Fe, V, Ti, Al முதலிய உலோகங்கள் கலந்துள்ளன. இவை கியர் (gear) போன்ற மேற்பரப்பில் நைட்ரைடு செய்யப்பட்டுக் கடினமாக்கப்பட்ட பாகங்களைத் தயாரிக்க உதவுகின்றன. பாறைகளை நொறுக்கும் யந்திரங்களிலும் பாதுகாப்பிற்காக உபயோகப்படும் கவசத் தகடுகளிலும் (Armour plates), விமானம், கார் போன்ற வாகனங்களிலும் குரோமிய வெனேடிய எஃகுகள் பயன்படுகின்றன.

(c) **இரும்பில்லா உலோகக் கலவைகள் :** வெனேடிய வெண்கலம் (V, Cu, Sn) விமான புரொப்பல்லர்களின் புஷ்ஷிங்குகளைச் (bushing) செய்யவும், வெனேடியத் தாமிரக் கலவைகள் கடல் நீரால் அரிக்கப்படாத தன்மையுடைய கப்பல் மற்றும் நீர்மூழ்கிக் கப்பல்களின் பாகங்களைச் செய்யவும், வெனேடிய அலுமினியக் கலவைகள் உறுதியான விமானத்தின் உட்பாகங்களைச் செய்யவும், வெனேடியத் தங்கக் கலவைகள் செயற்கைப் பல் கட்டவும், தங்க நாணயங்கள் செய்யவும் பயன்படுகின்றன.

(d) வெனேடியச் சேர்மங்கள் பல நிறங்கள் கொண்டவைகளாதலால், குறிக்கும் இங்குகள் செய்யவும், பெயின்டுகளும் வார்னிசுகளும் தயாரிக்கவும் உதவுகின்றன. தோலிற்குச் சாயம் ஏற்றவும், பருத்தி ஆடைகளுக்குச் சாயம் ஏற்ற நிறங்கவ்வியாகவும் (mordant) வெனேடியச் சேர்மங்கள் பயனுகின்றன. அக ஊதாக் கதிர்கள் உட்புகாதத் தன்மையுள்ள கண்ணுடிகள் தயார் செய்ய வெனேடியச் சேர்மங்கள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. வெய்யிலில் கண் கூசாமல் இருக்கச் செய்யும் மூக்குக் கண்ணுடிகளைத் தயாரிப்பதற்கு இச் சேர்மங்கள் பயன்படுகின்றன.

வெனேடியச் சேர்மங்கள்

இவை இரண்டிலிருந்து ஐந்து இணைதிறன்வரை காணப்படுகிறது.

$$\underset{(V=V^{+5})}{VO_2^+} \xrightarrow[\text{or } Cr]{Fe^{+2}} \underset{\substack{(V=V^{+4})\\ \text{நீலம்}}}{VO^{+2}} \xrightarrow[H_2SO_3]{Sn^{+2}/Ti^{+3} \text{ or}} \underset{\text{பச்சை}}{V^{+3}} \xrightarrow[\text{or } H_3PO_2]{Cr^{+2}/Zn^{\circ}} \underset{\text{ஊதா}}{V^{+2}}$$

இச்சேர்மங்கள் நச்சுத் தன்மை உடையன. உதாரணமாகப் பொட்டாசியம் வெனேடேட்டு, காளான் கொல்லிகளாகவும் பூச்சிக் கொல்லிகளாகவும் பயன்படுகின்றது.

(a) ஈரிணை திறனுடைய வெனேடியச் சேர்மங்கள்: V^{+2} அயனி.

பொது: ஊதா நிறமுடையது. இது மிக ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கச் சூழ்நிலையில்தான் நிலையாய் இருக்கும்; இது காற்றில் நிலையற்றது. எளிதில் ஆக்ஸிஜனுடன் ஏற்றம் அடைவதாலும், நீருடன் வினைப்பட்டு ஹைட்ரஜனை விடுவிப்பதாலும், V^{+2} நிலையிலுள்ள சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதும் சேகரித்து வைப்பதும் எளிதல்ல. V^{+2} சேர்மங்கள் Ni^{+2}, Co^{+2}, Fe^{+2}, Cr^{+2}, Mn^{+2}, Mg^{+2} சேர்மங்களைச் சில தன்மைகளில் ஒத்திருக்கின்றன. VSO_4, $7H_2O$வும் $FeSO_4$, $7H_2O$வும் சமபடிக உருவின (isomorphous).

வெனேடியம் (II) சல்பேட்டு, $7H_2O$ (Vanadium sulphate): நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்பட்ட V_2O_5 கரைசலைக் காற்றில்லாத நிலையில் பாதரச எதிர்மின் முனையில் மின் ஒடுக்குதலுக்கு உட்படுத்தி, பெறப்படும் கரைசலை வெற்றிடத்தில் அடர்ப்பித்தால், ஊதா நிறப் படிகங்களாக இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது. இச்சேர்மம் எளிதில் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடைகிறது.

வெனேடியம் (II) குளோரைடு, VCl_2 (Vanadium chloride): VCl_4-ஐ ஹைட்ரஜனால் ஒடுக்கினால் இது கிடைக்கிறது. இது $CrCl_2$-ஐக் காட்டிலும் வலுவுள்ள ஒடுக்கி.

(b) மூவிணைதிறனுடைய வெனேடியச் சேர்மங்கள்: V^{+3} or $[V(OH)]^{+2}$ அயனி பச்சை நிறமும் கார குணமும் உடையது; காற்றில் ஏற்றம் அடைகிறது: இவ்வயனி சில பண்புகளில் Cr^{+3}, Fe^{+3}, Al^{+3}, Ti^{+3} அயனிகளை ஒத்திருக்கிறது.

வெனேடிய (III) சல்பேட்டு, $V_2(SO_4)_3$ (Vanadia sulphate): இது $M^1{}_2SO_4$, $V_2(SO_4)_3$, $24H_2O$ போன்ற படிகாரங்களைத் (alums) தருகிறது. இங்கு $M^1 = K$, NH_4 போன்றவை ஓரிணை திறனுள்ள எதிர்

அயனிகள். நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் கரைந்த V_2O_5-கரைசலை மின் ஒடுக்குதலுக்கு உட்படுத்தி, பின்னர் அடர் சல்ஃபியூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்து வீழ்படிவாக இதைப் பெறலாம். இது வலுவுள்ள ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி. (உ - ம்.)

$$\left.\begin{array}{r} NO_3^- \longrightarrow NH_4^+ \\ ClO_4^-/ClO_3^- \longrightarrow Cl^- \\ Cu^{+2} \longrightarrow Cu^\circ \\ 2H^+ \longrightarrow H_2 \end{array}\right\}$$ அமிலக் கரைசலில் இவ் வினைகள் நிகழ்கின்றன.

காரக் கரைசல்களில் இதன் ஒடுக்கும் தன்மை இன்னும் அதிகமானது.

(c) நான்கிணை திறனுள்ள வெனேடியச் சேர்மங்கள் : இந்நிலையிலுள்ள அயனி (VO^{+2}), நீரில் Cu^{+2} அயனியைப்போன்று நீல நிறமுடையது; அதைப்போல கார குணமும் உடையது. VO^{+2} அயனி அமிலக் கரைசல்களில் காற்றுடன் வினைப்படாது நிலைத்து இருக்கும். வெனேடியம் (IV) ஆக்ஸைடு (V_2O_4) முறையே H_2SO_4, HCl ஆகிய அமிலங்களில் கரைந்து $VOSO_4$, $VOCl_2$ ஆகிய உப்புகளைக் கொடுக்கிறது. V_2O_5-ஐ CO-ஆல் ஒடுக்கி, நீலநிற V_2O_4-ஐப் பெறலாம்.

வெனேடியம் (IV) ஹாலைடுகள் $TiCl_4$ போன்று எளிதில் ஆவியாகும்; நீரால் பகுபடும்.

(d) ஐந்திணை திறனுள்ள வெனேடியச் சேர்மங்கள் (Vanadium pentachloride): VCl_5 போன்ற ஆக்ஸிஜன் அற்ற வெனேடிய ஹாலைடுகளைத் தயாரிப்பது மிகக் கடினம். ஆக்ஸிஜன் அற்ற எளிதில் தயாரிக்கக்கூடிய வெனேடிய ஹாலைடு VF_5 ஒன்றுதான். இவ்விணைதிறன் நிலையில் வெனேடியச் சேர்மங்கள் ஃபாஸ்பரஸ் (V) சேர்மங்களைப் பலவகைகளில் ஒத்திருப்பதைப் பின்வரும் பல உதாரணங்கள் நன்கு காட்டும். வெனேடியச்(V) சேர்மங்களை அமிலக் கரைசலில் சிங்க் போன்ற ஒடுக்கிகளால் வினைப்படுத்தினால் முறையே கரைசல் நீலம், பச்சை, ஊதா நிறங்களை அடைகிறது. இவை படிப்படியாக V^{+4}, $[V(OH)_2^{+2}]$, V^{+3}, V^{+2} அயனிகளாக ஒடுக்கப்பெறுவதைக் காட்டுகிறது. வெனேடியம்V ஆக்ஸைடு (V_2O_5), அம்மோனியம் மெட்டாவெனேடேட்டு (NH_4VO_3), அம்மோனியம் ஆர்த்தோ தயோ வெனேடேட்டு $[(NH_4)_3VS_4]$ என்பவை ஐந்திணைதிறனுள்ள வெனேடியத்தின் முக்கியமான சேர்மங்கள்.

வெனேடியம் பென்டா ஆக்ஸைடு (Vanadium pentoxide): இது மிக முக்கியமான வெனேடியச் சேர்மமாகும். இதிலிருந்துதான் மற்ற எல்லா வெனேடியச் சேர்மங்கள் பெறப்படுகின்றன. அம்மோனிய

மெட்டாவெனேடேட்டை வெப்பமுறையில் சிதைத்து ஆரஞ்சு நிற V_2O_5 திண்மம் பெறப்படுகிறது.

$$2NH_4VO_3 \longrightarrow 2NH_3 + V_2O_5 + H_2O$$

இது நீரில் மிகக் குறைந்த அளவில் கரைகிறது. ஆனால், காரங்களில் எளிதில் கரைந்து வெனேடேட்டு உப்புகளைத் தருகிறது. அமிலங்களில் கரைந்து $[V(OH)_4]^+$ அயனிகள் கொண்ட உப்புகளைத் தருகிறது. பாஸ்பரஸ் போன்று வெனேடியமும் $+5$ இணைதிறனில் மூன்றுவித அமிலங்களைக் கொடுக்கிறது.

ஆர்தோ வெனேடிக் அமிலம் : H_3VO_4 (H_3PO_4)
மெட்டா வெனேடிக் அமிலம் : HVO_3 (HPO_3)
பைரோ வெனேடிக் அமிலம் : $H_4V_2O_7$ $(H_4P_2O_7)$

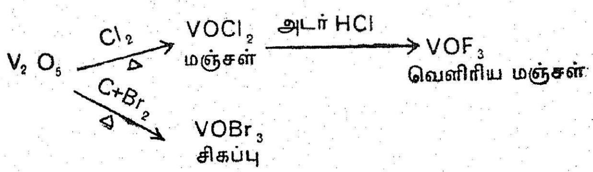
V_2O_5**-ன் உபயோகங்கள் :** இது பல ஆக்ஸிஜன் ஏற்ற வினைகளில் பல பொருள்களில் ஆக்ஸிஜனை ஏற்ற வேகமாற்றியாகச் செயல்படுகிறது.

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow[\text{(contact process)}]{\text{தொடுகைமுறை}} 2SO_3$$

நாப்ஃதலின் ⟶ ப்தாலிக் அன்ஹைடிரைடு
ட்டாலுவின் ⟶ பென்சால் டிஹைடு
ஆன்த்ரஸீன் ⟶ ஆன்த்ரோக்யூனோன்
பென்சீன் ⟶ டைபினைல்
சர்க்கரை ⟶ $(C_{12}H_{22}O_{11})$ ⟶ ஆக்ஸாலிக் அமிலம்

V_2O_5 ஈரியல்பு உடையது ; (a) அமிலங்களில் கரைந்து VO^{+3}, $V(OH)_2^{+3}$, VO_2^+, அல்லது $V(OH)_4^+$ போன்று குறிக்கப்படும் V^{+5} நிலையிலுள்ள அயனியைக் கொடுக்கிறது ; (b) காரக் கரைசல்களில் V_2O_5 கரைந்து முதலில் ஆர்தோவெனேடேட்டு அயனி (VO_4^{-3})-ஐக் கொடுக்கிறது. இக் கரைசலில் அமிலத்தைப் படிப்படியாக அதிகரித்தால், இவ் வெனேடேட்டு நேர் அயனி ஒன்றுடன் ஒன்று இணைந்து பாலி வெனேடேட்டு அயனிகளைத் தந்து ($V_2O_7^{-4}$ போன்றவை) முடிவில் V_2O_5 வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

V_2O_5 இன் வேறு சில வினைகள் பின்வருமாறு :



அம்மோனியம் மெட்டாவெனேடேட்டு NH_4VO_3 (Ammonium metavanadate) : அம்மோனியாவும் V_2O_5-ம் வினைப்பட்டு இது கிடைக்கிறது. இது நீரில் கரையாததாகையால், எந்த வெனேடியக் கரைசலோடும், அம்மோனிய உப்பைச் சேர்த்தால், இது வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

அம்மோனியம் ஆர்தோ தயோவெனேடேட்டு, $(NH_4)_3VS_4$ (Ammonium ortho thiovanadate) : இதை உலோக வெனேடேட்டுக் கரைசலோடு போதிய அம்மோனியம் சல்பைடுடன் ஆவியாக்குதலின்மூலம் பெறலாம். இது நீரில் கரையும் தன்மையுள்ள கருஊதா நிறமுடைய சாய்சதுர பட்டக வடிவுடைப் படிகங்களைக் கொண்டது.

பண்பறி பகுப்பு : (1) வெனேடேட்டுக் கரைசல்+H_2O_2+ அமிலம்→ஆழ்ந்த செம்பழுப்பு நிற பெர்வெனேடிக் அமிலம். இந் நிறத்தை ஈத்தரால் பிரித்தெடுக்க இயலாது ; ஆகையால், குரோமியமும் வெனேடியமும் கலந்து இருந்தாலும் வெனேடியத்தைக் கண்டறிய முடியும். (2) டானின் (tannin), வெனெடேட்டு கரைசல்களுடன் நீல நிறத்தைக் கொடுக்கிறது.

26. ஆரும் தொகுதித் தனிமங்கள்
(VI Group Elements)

O (8) 2, 6, ($2s^2$. $2p^4$)

S (16) 2, 8, 6 ($3s^2$ $3p^4$)

இடை நிலைத் தனிமங்கள்	மாதிரித் தனிமங்கள்
($4s^1$, $3d^5$) 1, 13, 8, 2 (24) Cr	Se (34) 2, 8, 18, 6 ($4s^2$, $4p^4$)
($5s^1$, $4d^5$) 1, 13, 18, 8, 2 (42) Mo	Te (52) 2, 8, 18, 18, 6 ($5s^2$, $5p^4$)
($6s^2$, $5d^4$) 2, 12, 32, 18, 8, 2 (74) W	Po (84) 2, 8, 18, 32, 18, 6 ($6s^2$ $6p^4$)
($7s^2$, $6d^4$) 2, 12, 18, 32, 18, 8, 2 (92) U	

ஆரும் தொகுதியின் இடைநிலைத் தனிமங்களின் தொகுதி, குரோமியம், மாலிப்டனம், டங்ஸ்டன், யுரேனியம் ஆகிய தனிமங்களைப் பெற்றுள்ளது. இந்த உபதொகுதியின் தனிமங்கள் அவைகள் சேர்மங்களில் ஆறு இணைதிறனைப் பெற்றிருப்பதில் மாதிரி உபதொகுதியின் தனிமங்களை ஒத்துக் காணப்படுகிறது. உதாரணமாக இரண்டு உப தொகுதிகளின் தனிமங்களும் MO_3 வாய்பாட்டைக் கொண்ட அமில ஆக்ஸைடுகளைத் (CrO_3, SO_3) தருகின்றன. குரோமேட்டுகள், மாலிப்டேட்டுகள், டங்ஸ்டேட்டுகள் ஆகிய உப்புகள், சல்ஃபேட்டுகள், செலினேட்டுகள் ஆகியவற்றுடன் ஒத்த வடிவினையுடையவைகளாக இருக்கின்றன. பேரியம், லெட் குரோமேட்டுகளின் கரைதிறன்கள் பேரியம், லெட் சல்ஃபேட்டுகளின் கரைதிறன்களை ஒத்திருக்கின்றன. ஆகவே, ஆறு இணைதிறனில் மேற்கண்ட இருவகையான தனிமங்களுக்கும் இடையே பல ஒற்றுமைகள் உள்ளன என அறிகிறோம்.

ஆக்ஸிஜன் குடும்ப உப தொகுதித் தனிமங்கள்

ஆரும் தொகுதியின் மாதிரித் தனிமப் பிரிவில் ஆக்ஸிஜன், சல்ஃபர், செலினியம், டெலூரியம், பொலோனியம் ஆகிய தனிமங்கள் அடங்கி

யிருக்கின்றன. ஆக்ஸிஜன், சல்ஃபர் ஆகிய இரண்டும் அலோகத் தன்மையைப் பெற்றிருக்கின்றன; உலோகத் தன்மை செலினியம், டெலூரியம் ஆகியவற்றில் தொடங்குகிறது; பொலோனியத்தை உலோகப் போலி (metalloid) எனலாம். மேலும் பொலோனியம் கதிரியக்கத் தன்மையைப் பெற்றிருக்கிறது. இந்த உபதொகுதியைச் சார்ந்த தனிமங்கள் ஏன் குரோமியம் உபதொகுதியிலுள்ள தனிமங்களினின்று பண்புகளில் மாறுபட்டுள்ளன என்பது, இவைகளின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பை ஒப்பிட்டுப் பார்த்தால் நன்கு புலனுகும்.

எலெக்ட்ரான் அமைப்பு: மாதிரி உலோக உபதொகுதியைச் சேர்ந்த தனிமங்களின் அணுக்களின் வெளி ஷெல்லில் (s^2p^4) எலெக்ட்ரான் அமைப்புக் காணப்படுகிறது; ஆனல், ஆறும் தொகுதியைச் சேர்ந்த இடைநிலைத் தனிமங்களின் (Cr, Mo, W) அணுக்களின் வெளி ஷெல்லில் ஓர் எலெக்ட்ரானும், ஈற்றயல் ஷெல்லின் d ஆர்பிட்டாலில் ஐந்து எலெக்ட்ரான்களும் [$(n-1)d^5$, ns^1] இருக்கின்றன; இரண்டு உபதொகுதிகளுடைய இந்த மாறுபட்ட எலெக்ட்ரான் அமைப்புதான், ஆக்ஸிஜன், சல்ஃபர் ஆகிய மாதிரித் தனிமங்கள் குரோமியம், மாலிப்டனம், டங்ஸ்டன், யுரேனியம் ஆகிய இடைநிலைத் தனிமங்களினின்றும் மிகையாக மாறுபட்டிருப்பதற்குக் காரணமாகும். இந்த இரண்டு உபதொகுதிகளுக்கிடையே உள்ள ஒற்றுமை, இத் தொகுதிகளில் காணப்படும் தனிமங்கள் ஆறு இணைதிறனைப் பெற்றிருப்பதனுலாகும். இதற்கான சான்றுகள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் உபதொகுதியில் விளக்கமாகத் தரப்பட்டுள்ளன.

பௌதிக மாறிலிகள்: மாதிரித் தனிம உபதொகுதியில் அணு எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க, பௌதிகப் பண்புகளில் படிப்படியான மாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன. உதாரணமாக, அணு எண் O-S-Se வரிசையில் அதிகரிக்கும்பொழுது, ஒப்பு அடர்த்தி, அணுவின் ஆரம், உருகுநிலை, கொதிநிலை ஆகியவை படிப்படியாக அதிகரித்துக் கொண்டே செல்கிறது. இவைகளின் எதிர்மின் தன்மை குறைந்து கொண்டே செல்கிறது. இவற்றின் சில முக்கிய மாறிலிகள் அடுத்த பக்கத்திலுள்ள அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன. இவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பும் அணு எண்களும் காட்டப்பட்டுள்ளன.

எதிர் மின்தன்மை: ஆக்ஸிஜனுடைய எதிர் மின்தன்மை இதன் உபதொகுதியைச் சேர்ந்த மற்றத் தனிமங்களினுடையதைவிட மிகவும் அதிகமாகக் காணப்படுகிறது; இத்தன்மையில் ஆக்ஸிஜன், ஏழாம் தொகுதியைச் சேர்ந்த ஃபுளூரினுக்கு அடுத்தபடியாக இருக்கிறது. சல்ஃபைடுகளைவிட, ஆக்ஸைடுகள் அதிக அயனித் தன்மையைப் பெற்றிருப்பது, ஆக்ஸிஜனுடைய மிகையான எதிர் மின்தன்மையைக் குறிப்பதாக அமைந்துள்ளது.

ஆக்ஸிஜன் உபதொகுதித் தனிமங்களின் பௌதிக மாறிலிகள்

பண்புகள்	O	S	Se	Te	Po
அணு எண்	8	16	34	52	84
எலெக்ட்ரான் அமைப்பு	$2s^2p^4$	$3s^2p^4$	$4s^2p^4$	$5s^2p^4$	$6s^2p^4$
அணு ஆரம், $A°$	0·74	1·04	1·17	1·37	1·64
அயனி ஆரம், M^{-2} $(A°)$	1·40	1·84	1·98	2·21	—
எதிர் மின்தன்மை	3·5	2·5	2·4	2·1	—
ஒப்பு அடர்த்தி	1·27	2·06(α)	4·80	6·24	9·51(β)

புறவேற்றுமை : ஆக்ஸிஜன் உபதொகுதியைச் சார்ந்த எல்லாத் தனிமங்களும் புறவேற்றுருவங்களைப் பெற்றுள்ளன. செலினியம், டெலுரியம் ஆகியவை உலோக புறவேற்றுருவங்களைப் பெற்றிருப்பினும், இவைகள் உலோகங்களாகக் கருதப்படுவதில்லை. ஆக்ஸிஜன் ஈரணு மூலக்கூருகவும், சாய் சதுரப் புறவேற்றுருவத்தில் சல்ஃபர் எட்டு அணு மூலக்கூருகவும் காணப்படுகின்றன; செலினியம் சிவப்புப் புற வேற்றுருவத்தில், எட்டு அணு வளையங்களைக் கொண்ட அமைப்பிலும் காணப்படுகின்றது.

ஆருவது தொகுதியின் முதல் தனிமமான ஆக்ஸிஜன், மற்றத் தனிமங்களினின்று பல பண்புகளில் மாறுபட்டிருக்கிறது; மற்றும் ஏழாவது தொகுதியின் முதல் தனிமமான ஃபுளுரினுடன் பல பண்பு களில் ஒத்துக் காணப்படுகிறது. (இதைப்பற்றி சான்றுகளுடன் ஏழாம் தொகுதியில் விளக்கப்பட்டுள்ளது.)

ஆக்ஸிஜனும் சல்ஃபரும் பின்வரும் சேர்மங்களைத் தருவதில் ஒத்துக் காணப்படுகின்றன:

(a) C_2H_5OH; C_2H_5SH (b) $(C_2H_5)_2O$; $(C_2H_5)_2S$

(c) CO_2; CS_2 (d) H_2O; H_2S

ஹைட்ரைடுகள், ஆக்ஸைடுகள், ஆக்ஸிஅமிலங்கள் ஆகிய சேர்மங் களை உண்டாக்குவதில், சல்ஃபர், செலினியம், டெலுரியம் ஆகியவற்றிற் கிடையே மிகுந்த ஒற்றுமை காணப்படுகிறது:

(1) **ஹைட்ரைடுகள் :** ஆக்ஸிஜன் குடும்பத் தனிமங்களும் ஹைட்ரைடுகளைத் தருகின்றன—H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te. நீர், நடு நிலைத் தன்மையுடைய ஒரு நீர்மம்; மற்ற ஹைட்ரைடுகள் எல்லாம் மிகக்குறைந்த அமிலத் தன்மையுடைய வாயுக்களாகும். இச் சேர்மங் களின் நிலைத்தன்மை மூலக்கூறு எடை அதிகரிக்கும்பொழுது ($H_2O \rightarrow H_2Te$) குறைகிறது.

(2) **ஆக்ஸைடுகள் :** எல்லா மாதிரித் தனிமங்களும் RO_2 வாய் பாட்டைக் கொண்ட ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன—SO_2, SeO_2, TeO_2. ஓஸோனை ஆக்ஸிஜனுடைய ஆக்ஸைடு எனக் கொள்வோமேயானால் அதன் வாய்பாட்டை ($O.O_2$) எனக் குறிக்கலாம். இவ்வாக்ஸைடுகள் எல்லாம் அமிலத் தன்மையைப் பெற்றிருக்கின்றன. இவைகளின் மூலக்கூறு எடை அதிகரிக்க அதிகரிக்க, நிலைத்தன்மையும், அமிலத் தன்மையும் குறைந்துகொண்டே செல்கிறது.

(3) **ஆக்ஸி அமிலங்கள் :** சல்ஃபர், செலினியம், டெலூரியம் ஆகியவை ஒத்த வாய்பாட்டைக் கொண்ட ஆக்ஸிஅமிலங்களையும், உலோக உப்புகளையும் தருகின்றன.

சல்ஃபர்	செலினியம்	டெலூரியம்
H_2SO_3	H_2SeO_3	H_2TeO_3
சல்ஃபூரஸ் அமிலம்	செலினஸ் அமிலம்	டெல்லூரஸ் அமிலம்
சல்ஃபைட்டுகள்	செலினைட்டுகள்	டெலுரைட்டுகள்
H_2SO_4	H_2SeO_4	H_2TeO_4
சல்ஃபூரிக் அமிலம்	செலினிக் அமிலம்	டெலுரிக் அமிலம்
சல்ஃபேட்டுகள்	செலினேட்டுகள்	டெலுரேட்டுகள்

உலோக செலினேட்டுகள் சல்ஃபேட்டுகளைப் பெரிதும் ஒத்துக் காணப்படுகின்றன; சல்ஃபேட்டுகளைப் போன்று இவைகளும் ஒத்த படிக நீரைப் பெற்றுள்ளன. மேலும், சல்ஃபேட்டுகளும் செலினேட்டு களும் ஒத்த வடிவினையுடைய இரட்டை உப்புகளையும் ஆலங்களையும் (**alums**) தருகின்றன.

VI உட்பிரிவு உலோகங்கள்

O-S
Se — Te — Po : முக்கிய தொகுதி : ns^2 , np^4
Cr - Mo - W - U : உட் பிரிவு : $(n-1)d^5$, ns^1 / $(n-1)d^4$, ns^2

ஆறுவது முக்கியத் தொகுதி தனிமங்களுக்கும் அதன் உட்பிரிவு தனிமங்களுக்கும் இடையே உள்ள ஒற்றுமை

இவ்விரண்டு பிரிவுகளுக்கும் உள்ள ஒரே ஒற்றுமை இவ்விருவகைத் தனிமங்களும் ஆறு இணைதிறன் கொண்டவை என்பதே. அவைகள் EO_3 மாதிரி ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கின்றன; பல உலோகக் குரோமேட்டுகள், மாலிப்டேட்டுகள், டங்ஸ்டேட்டுகள், சல்ஃபேட்டுகள் மற்றும் செலினேட்டுகள் ஒத்த படிக உருவின (isomorphous). லெட்டு மற்றும் பேரியம் உலோகங்களின் குரோமேட்டுகள் அவைகளின் சல்பேட்டுகளின் கரைதிறனை ஒத்துள்ளன.

ஆறுவது உட்பிரிவில் உள்ள இடைநிலைத் தனிமங்களுக்குள் உள்ள ஒற்றுமை வேற்றுமைகள்

உலோகங்கள் : இந்தத் தனிமங்கள் எல்லாமே உலோகங்கள்; இவைகளது அணுப்பருமன் சிறியது; அதிக உருகுநிலை மற்றும் கொதி வெப்பநிலைகளைக் கொண்டவை; மிக்கக் கடினமானவை; அரிமானத்திற்கு உட்படாதவை; உலோகப் பொலிவுள்ளவை; இவைகளைப் பல இரும்புக் கலவைகளில் உபயோகிக்கிறார்கள்; இடைநிலைத் தனிமங்களாதலால், இவற்றின் அயனிகள் நிறங்கொண்டவை; பாராகாந்த இயல்புடையவை. இவ்வுலோகங்கள் சில ஆக்ஸி அமிலங்களுடன் செயலறு நிலையை அடைகின்றன.

இணைதிறன் : மாதிரி உட்தொகுதித் தனிமங்களைப் போலல்லாது, ஒற்றை மற்றும் இரட்டைப்படை இணைதிறன்களை (+2 இருந்து +6 வரை) இவ்வுட்பிரிவுத் தனிமங்கள் காட்டுகின்றன: [d^5s^1 அல்லது d^4s^2] எலெக்ட்ரான் அமைப்புக்கொண்டவை; ஆதலால், ஆறு இணைதிறன்களைக் காட்டவல்லவை; இவ்வாறு இணைதிறன் எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க அதிக நிலைப்புத் தன்மையைப் பெறுகின்றன. Cr^{+2}, Cr^{+3}; Mo^{+3}, Mo^{+4}; u^{+4} முதலிய அயனிகள் நிலைப்புத் தன்மை வாய்ந்தவை; யுரேனியம் ஆக்டினைடு குடும்பத்தைச் சேர்ந்தவை. எனினும், அவற்றினுடைய இணைதிறனை ஒட்டி இங்கு அதனைப் படிக்கிறோம்.

சேர்மங்கள் : (1) மாதிரி உட்தொகுதித் தனிமங்கள் MH_2 அமைப்புள்ள ஹைட்ரைடு வாயுக்களையும் இடைநிலை உட்தொகுதி உலோகங்கள் MH_3 மாதிரி திண்ம ஹைட்ரைடுகளையும் தருகின்றன: (உ-ம்.) H_2O, H_2S; CrH_3, UH_3. (2) இடைநிலை உலோகங்கள் MO_2 மற்றும் MO_3 அமைப்புள்ள ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன. இவற்றின் அமிலத் தன்மை, அணு எண்கள் அதிகமாகக் குறைகிறது. CrO_3 மிக அமில குணமுள்ளது. MO_3 அமைப்புள்ள ஆக்ஸைடுகள் கார ஆக்ஸைடுகளுடன் இணைந்து உப்புகளைக் கொடுக்கின்றன. (3) MO_2X_2 போன்ற ஆக்ஸிஹாலைடுகள் (CrO_2Cl_2—குரோமைல் குளோரைடு) எளிதில் ஆவியாகும் சக பிணைப்பு திரவங்கள். (4) எல்லா உலோகங்களும் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடுடன் வினைப்பட்டு நிறமுள்ள பெராக்ஸோ அமிலங்களைத் தருகிறது. (5) இவைகளுடைய ஆக்ஸிஅமில அயனிகள் (CrO_4^{-2}, MoO_4^{-2}, WO_4^{-2}) இணைந்து ஒருபடித்தான பல்லமிலங்களும் [homopolyacids (உ-ம்.) : $H_2Cr_2O_7$], பலபடித்தான பல்லமிலங்களும் [heteropolyacids (உ-ம்.) : பாஸ்போடங்ஸ்டிக் அமிலம்] கொடுக்கின்றன. (6) யுரேனியம் தவிர மற்ற உலோகங்கள் $M(CO)_6$ போன்ற கார்பனைல்களைக் கொடுக்கின்றன. இக் கார்பனைல்கள் நீரில் கரையாதவை; கரிமக் கரைப்பான்களில் கரைகின்றன. (7) சூடேறிய நிலையில் Cr, Mo மற்றும் டங்ஸ்டன் O, X, P, S, C, Si போன்ற அலோகங்களுடன் வினைப்படும்; நைட்ரஜனுடன் அவ்வளவு எளிதில் இவை வினைப்படுவதில்லை. (8) $+2$, $+3$ மற்றும் $+6$ இணைதிறனில் Cr சேர்மங்கள் நிலையானவை; முக்கியமான Mo மற்றும் W உடைய சேர்மங்கள் மாலிப்டேட்டுகளும் டங்ஸ்டேட்டுகளுமாகும். யுரேனிய உப்புகள் UO_3-ல் இருந்து பெறப்பட்டவை. அவைகளை யுரேனைல் உப்புகள் என்பார்கள். அவை UO_2X_2 அமைப்புக் கொண்டவை.

Cr, Mn, Fe **முதலிய உலோகங்களுக்கு இடையே உள்ள கிடைமட்டத் தொடர்பு (Horizontal relationship in the periodic table) :** இவைகள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் நேர் கோடான இடங்களில் உள்ளன. இவை மூன்றும் பளபளப்புள்ள வெண்மையான உலோகப் பொலிவுள்ளவை; உயர்ந்த உருகுநிலை மற்றும் கொதிநிலைகள் கொண்டவை; நிறமுள்ள அயனிகளைப் பெற்றவை; உலோகங்கள் (பாரா அல்லது ஃபெர்ரோ) காந்த இயல்புடையன; பெர்மாங்கனேட்டுகள் ($KMnO_4$), டைகுரோமேட்டுகள் ($K_2Cr_2O_7$) மற்றும் ஃபெர்ரேட்டு (K_2FeO_4) முதலியன வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜனேற்றிகள்; இவை ஒரே படிகவடிவுள்ள ஆலங்களைக் கொடுக்கின்றன; இவைகளின் பாஸ்பேட்டுகள் நீரில் கரையா; Cr மற்றும் Fe அடர் HNO_3-ல் செயலறு நிலையை (passive state) அடைகின்றன.

26-a. குரோமியம்
(Chromium)

தோற்றம்: இதன் முக்கியமான கனிமம் குரோமைட்டு அல்லது குரோம் அயர்ன் ஸ்டோன் (Chromite or Chrome Iron Stone, $FeO.Cr_2O_3$). குரோமியம் பூமியின் மேலோட்டில் மிகவும் குறைந்த அளவில் இருந்தபோதிலும், இவ்வுலோகம் மிகச் செறிவுள்ள கனிமங்களில் கிடைப்பதால் அதிகப் புழக்கத்தில் உள்ளது. ரஷியா, துருக்கி, தென் அமெரிக்கா, தென் ஆஃப்ரிக்கா போன்ற நாடுகளில் இது கிடைக்கிறது. நம் நாட்டில் மைசூரிலும், பீகாரிலுள்ள சிங்பும் ஜில்லாவிலும், தமிழகத்தில் சேலத்துக்கருகிலும், அந்தமான் தீவுகளிலும் கிடைக்கிறது.

உலோகவியல்: இவ்வுலோகத்தைப் பெற முதலில் கனிமத்திலிருந்து தூய Cr_2O_3-ஐப் பெறவேண்டும். அடுத்துப் பின்னதை தெர்மைட்டு முறையில் அலுமினியத்தாலோ அல்லது கார்பனாலோ ஒடுக்கினால் இவ்வுலோகத்தைப் பெறலாம்.

(a) குரோமைட்டுக் கனிமத்தை மிகையளவு சோடியம் கார்பனேட்டு, மற்றும் சிறிதளவு சுண்ணாம்புக்கல் (இளக்கியாகச் செயல்படுகிறது) உடன் காற்றில் வறுக்கவேண்டும்.

$$2FeO.Cr_2O_3+[O]\rightarrow Fe_2O_3+\cancel{2Cr_2O_3}$$
$$4Na_2CO_3+\cancel{2Cr_2O_3}+6[O]\rightarrow 4Na_2CrO_4+4CO_2$$
$$2FeO.Cr_2O_3+4Na_2CO_3+7[O]\rightarrow 4Na_2CrO_4+4CO_2\uparrow+Fe_2O_3\downarrow$$

இரும்பு ஆக்ஸைடு நீரில் கரையாது. ஆகையால், Na_2CrO_4 கரைசலை வடிகட்டி சல்ஃபூரிக் அமிலம் சேர்த்துப் படிகமாகும்வரை காய்ச்சினால், முதலில் வரும் படிகங்கள் சோடியம் சல்பேட்டு ஆகும். மூலக்கரைசலில் உள்ள $Na_2Cr_2O_7$ உடன் சூடான அடர் பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலைச் சேர்த்தால், சோடியம் குளோரைடு குறைந்த கரைதிறன் உள்ளதால், முதலில் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இதன்

மூலக்கரைசலை அடர்ப்பித்துத் தூய பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டைப் பெறலாம். இதைக் கார்பனுடன் ஒடுக்கினால் சோடியம் குரோமைட்டுக் கிடைக்கிறது. இதை நீருடன் வினைப்படுத்தினால், குரோமியம் டிரையாக்ஸைடு வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. பின்னதை அலுமினியத் துகளால் தெர்மைட்டு முறைப்படியோ அல்லது கார்பனுடன் மின் உலையிலோ ஒடுக்கினால் இவ்வுலோகத்தைப் பெறலாம்.

$$Na_2CrO_4+H_2SO_4 \rightarrow Na_2Cr_2O_7+Na_2SO_4\downarrow+H_2O$$

$$Na_2Cr_2O_7+2KCl \rightarrow K_2Cr_2O_7+2NaCl\downarrow$$

$$K_2Cr_2O_7+3C \rightarrow K_2Cr_2O_4+3CO$$

$$K_2Cr_2O_4+H_2O \rightarrow 2KOH+Cr_2O_3\downarrow$$

$$Cr_2O_3+2Al \rightarrow Al_2O_3+2Cr$$

$FeCr_2O_4$ குரோமைட்டு $\xrightarrow[\Delta \text{ காற்று}]{K_2CO_3}$

— K_2CrO_4 $\xrightarrow[\text{அமிலம் சேர், படிகமாக்கு}]{\text{நீரில் கரை, வடிகட்டு}}$ $K_2Cr_2O_7$ $\xrightarrow[NH_4Cl]{\Delta}$ Cr_2O_3 $\xrightarrow{Al \text{ ஒடுக்கு}}$ Cr

— $Fe_2O_3\downarrow$

குரோமைட்டு தாதுவிலிருந்து குரோமியம் பெறுதல்: குரோமைட்டுத் தாதுவைக் கார்பனுடன் சூடேற்றி ஒடுக்கினால், ஃபெர்ரோ குரோமியம் கிடைக்கிறது. இதைப் பெருமளவில் பல எஃகு கலவைகளில் பயன்படுத்துகிறார்கள்.

குரோமிய முலாம் பூசுதல்: இரும்புப் பொருளின்மேல் இவ்வுலோகத்தை முலாம் பூசவேண்டுமானால், முதலில் மின் பகுப்பு முறையில் அதன்மேல் தாமிரத்தையோ நிக்கலையோ படியச் செய்ய வேண்டும். இதை எதிர்மின் முனையாகவும் PbO_2ஆல் மின் முறையில் படியச்செய்த லெட்டை நேர்மின் முனையாகவும் CrO_3 மற்றும் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை மின்பகு பொருளாகவும் அமைத்துக் குரோமிய மின்முலாம் பூசுகிறார்கள். குரோமிய முலாமானது நிக்கல் முலாம் பூசுவதைக் காட்டிலும் உறுதியானது; மற்றும் பளபளப்பானது. கதவுப் பிடிகள், மோட்டார் கார் பம்பர்கள் போன்றவை குரோமிய முலாம் பூசப்பட்டவை.

பயன்கள் : ஒரு சதவீதம் வரையுள்ள குரோமிய எஃகுகள் கடினத் தன்மையும் வலுவும் பெற்றவை. ரெயில்வே பெட்டிகள், டாங்குகள் முதலியவற்றில் இது பயன்படுகிறது. முப்பது சதவீதம் வரையுள்ள குரோமிய எஃகுகள் அரிமானத்துக்கு உட்படாதவை; துருவேறாத எஃகும் இவ்வகையைச் சேர்ந்தது.

நைக்ரோம் (Nichrome) உலோகக் கலவையில் Ni, Cr மற்றும் Fe உள்ளது. இதில் செய்யப்பட்ட கம்பிகள் இஸ்திரிப் பெட்டியிலும் மின் உலைகளிலும் பயன்படுகின்றன.

பண்புகள் : இது சிறிது நீலச் சாயலுள்ள வெண்மையான, பளபளப்புள்ள உலோகம். கண்ணுக்குப் புலனாகாத மிக மெல்லிய ஆக்ஸைடு படலம் மேற்பரப்பில் இருப்பதால், இதனுடைய மெருகு நெடுநாள் நீடித்து நிற்கிறது. இது இரும்பைப்போன்று அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் செயலறு நிலையை அடைகிறது.

குரோமியச் சேர்மங்கள்

இவை பன்னிறம் கொண்டவை. ஒவ்வோர் இணைதிறனுள்ள அயனியும் வெவ்வேறு நிறத்தைப் பெற்றவை; அயனிகளின் தன்மை கீழ்க்கண்டவாறு அவை இருக்கும் சூழ்நிலையைப் பொறுத்தவை :

இணைதிறன்	அமிலத்தில்	காரத்தில்	உப்பு	அயனியின் நிறம்
+2	Cr^{+2}	$Cr(OH)_2$	குரோமஸ்	நீலம்
+3	Cr^{+3}	CrO_2^-	குரோமிக்	ஊதா
+6	$Cr_2O_7^{-2}$	CrO_4^{-2}	குரோமேட்டு	மஞ்சள்

+2(குரோமஸ்), +3(குரோமிக்) மற்றும் +6(குரோமேட்டுகள்/டைகுரோமேட்டுகள்) இணைதிறன்களில் குரோமிய உப்புகள் உள்ளன.

இரண்டு இணைதிறனுள்ள சேர்மங்கள் : இவற்றை குரோமியத்தை அமிலங்களில் கரைத்தோ அல்லது Cr^{+3} or $Cr_2O_7^{-2}$ அயனிகளை $Zn+$ நீர்த்த அமிலங்களில் ஒடுக்கியோ பெறுகிறார்கள். மிக எளிதில் இதன் நீர்க்கரைசல்கள் காற்றால் ஏற்றம் அடைகின்றன. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை Cr^{+2} கரைசல்களில் சேர்த்தால், குரோமஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு $Cr(OH)_2$ வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது; பின்னது ஆக்ஸிஜனால் $Cr(OH)_3$ ஆக ஏற்றமடைகிறது. Cr^{+2}

அயனி நீரில் அழகிய நீல நிறமுடையது. Cr^{+2}, Mn^{+2}, Fe^{+2} ஆகிய அயனிகள் சில பண்புகளில் ஒத்துள்ளன. Cr^{+2} சேர்மங்கள் நீரில் கரையாத உப்புகளாகத்தான் நிலைத்து இருக்கும். Cr^{+2} அயனி மிக வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜனொடுக்கி.

$$Cr^{+3}/Cr_2O_7^{-2} \xrightarrow[H^+ + Zn]{\text{ஒடுக்கம்}} Cr^{+2};$$

$$K_2Cr_2O_7 + H_2O_2 + H_2SO_4 \xrightarrow{\text{ஒடுக்கம்}} Cr^{+3} \xrightarrow[\text{ஒடுக்கம்}]{Zn-Hg+H^+} Cr^{+2}$$

குரோமியம் (II) சல்பேட்டு, $CrSO_4$, $7H_2O$ (Chromous sulphate): இது $FeSO_4 \cdot 7H_2O$-ஐ ஒத்த படிக வடிவுடையது. Cr-ஐ நீர்த்த H_2SO_4-ல் கரைத்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது. இதன் நீர்க்கரைசல் O_2, NO வாயுக்களை உறிஞ்சுகிறது; அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கலந்த கரைசல் எத்திலீன் வாயுவை உறிஞ்சுகிறது. மோஹர் உப்பைப் போல இதுவும் இரட்டை சல்ஃபேட்டு உப்புகளைத் $[K_2SO_4, Cr(SO_4), 6H_2O]$ தருகிறது.

குரோமியம் (II) அசெட்டேட்டு, $Cr(CH_3COO)_2$ (Chromous acetate): இது நீரில் கரையாத செங்கல் சிவப்புநிறச் சேர்மம். இதைத் தாயாரிக்கும்பொழுதும் பயன்படுத்தும்பொழுதும் நைட்ரஜன் ஹைட்ரஜன் உள்ள சூழ்நிலை இருத்தல்வேண்டும்.

$$K_2Cr_2O_7 \xrightarrow[\text{ஒடுக்கம்}]{Zn+HCl} CrCl_3 \xrightarrow[Zn-Hg+HCl]{\text{ஜோன்ஸ் ஒடுக்கி}} CrCl_2 \xrightarrow{(NaOAc)} Cr(OAC)_2 \downarrow$$

இவ்வாறு $K_2Cr_2O_7$ இலிருந்து இவ் வினைத் தொடர்களின்படி குரோமஸ் அசெட்டேட்டைத் தயாரிக்கலாம்.

மூவிணைதிறனுள்ள சேர்மங்கள்: $[Cr(H_2O)]^{+3}$ அயனி ஊதா நிறமும் எண்முக வடிவும் கொண்டவை; ஆனால், நீரில் Cl^- போன்ற நேர் அயனிகளால் பச்சை நிறமடைகின்றன.

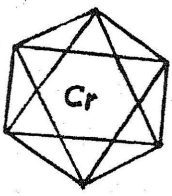
$$\underset{\text{ஊதா}}{[Cr(H_2O)_6]^{+3}} + Cl^- \rightarrow \underset{\text{பச்சை}}{[Cr(H_2O)_5Cl]^{+2}} + H_2O$$

இவை காற்றால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. இச்சேர்மங்களுடன் காரக் கரைசலைக் கலந்தால், கோழை போன்ற பச்சைநிற $Cr(OH)_3$ வீழ்படிவு முதலில் கிடைக்கிறது; மிகையளவு காரத்தில் இது கரைந்து ஆழ்ந்த பச்சைநிறக் குரோமைட்டு (CrO_2^-) அயனி உண்டாகிறது.

$$Cr(OH)_3 + (OH)^- \rightarrow CrO_2^- + 2H_2O$$

$$2Cr(OH)_3 \xrightarrow{\Delta} Cr_2O_3(\text{பச்சை நிறம்}) + 3H_2O$$

Al^{+3} மற்றும் Cr^{+3} அயனிகள் தோராயமாக ஒத்த விட்டங்களை உடைய தால் இவைகளின் கீழ்க்கண்ட உப்புகள் ஒத்திருக்கின்றன; ஒத்த வடிவுடையன; ஆலம்கள், சல்பைடுகள், Cr^{+3} அயனி எண்முக அணைவுகளைக் (complex) கொடுக்கிறது.



உதாரணமாக, CrF_6^{-3}: எண்முகியின் (Octahedron) நடுவில் Cr உள்ளது; ஆறு மூலைகளிலும் சமமாக ஆறு Fகள் உள்ளன. இதேபோலப் பல அணைவுகளைத் தயாரிக்கலாம்: $[Cr(NH_3)_6]\ Cl_3$; $[Cr \cdot Cl_3(NH_3)_3]$

குரோமியம் (III) குளோரைடு, $CrCl_3$ (Chromic chloride): இளஞ் சிவப்புநிறப் படிகங்கள். $2Cr+3Cl_2 \xrightarrow{\Delta} 2CrCl_3$

$$Cr_2O_3+3C+3Cl_2 \rightarrow 2CrCl_3+3CO$$

குரோமியம் (III) சல்பேட்டு (Chromic sulphate): $Cr_2(SO_4)_3$, $18H_2O$ஐப் பெற $Cr(OH)_3$ உடன் H_2SO_4ஐ நடுநிலை பெறச் செய்து தயாரிக்கிறார்கள். ஊதாநிறப் படிகங்கள்: இது K_2SO_4 உடன் கலந்து குரோம் ஆலத்தைத் $[K_2SO_4,\ Cr_2(SO_4)_3,\ 24H_2O]$ தருகிறது. பின்னதை $K_2Cr_2O_7$ கரைசலில் சல்பூரிக் அமிலம் கலந்து, கலவையை SO_2ஆல் ஒடுக்கிப் பெறலாம். இவ்வாலம் சாயமேற்று வதற்கும், தோல்களைக் குரோம் பதனிடுவதற்கும் பயன்படுத்துகிறார்கள்.

ஆறு இணைதிறனுள்ள சேர்மங்கள்: Cr^{+6} அயனி அமிலங் களில் குரோமேட்டாகவும் (CrO_4^{-2}) காரங்களில் டைகுரோமேட்டு $(Cr_2O_7)^{-2}$ ஆகவும் நிலவியுள்ளது. CrO_3 வீரியமான அமிலத்தன்மை உடையது; இது காரங்களுடன் குரோமேட்டுகளையும் டைகுரோ மேட்டுகளையும் கொடுக்கிறது; பின்னவை குளோரினைப் போன்ற வீரியம் உள்ள ஆக்ஸிஜனேற்றிகள். குரோமேட்டு அயனி எலுமிச்சை மஞ்சள் நிறமும், டைகுரோமேட்டு அயனி ஆரஞ்சு சிகப்பு நிறமும் உடையவை. குரோமைட்டு அயனியை H_2O_2ஆல் (அல்லது Na_2O_2) காரக் கரைசலில் ஏற்றம் செய்தால், குரோமேட்டு அயனி கிடைக்கிறது; பின்னது அமிலத்துடன் ஆரஞ்சு நிறமுடைய குரோமேட்டைத் தருகிறது.

$$2CrO_2^-+3HO_2^- \rightarrow 2CrO_4^{-2}+H_2O+OH^-$$

இங்கு H_2O_2 அமிலமாகச் செயல்படுவதால், காரங்களில் H_2O_2ஆக இருப்பதில்லை.

$$2CrO_4^{-2}+2H^+ \underset{OH^-}{\overset{H^+}{\rightleftharpoons}} Cr_2O_7^{-2}+H_2O$$

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு $K_2Cr_2O_7$ **(Potassium dichromate):** இதை எவ்வாறு குரோமைட்டுத் தாதுவிலிருந்து பெறலாம் என்று தொடக்கத்திலேயே அறிந்தோம். இது சல்பூரிக் அமிலக் கரைசலில் வீரியமுள்ள ஏற்றியாகப் பயனுகிறது. உதாரணம்:

$$(1)\ K_2Cr_2O_7+4H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4+Cr_2(SO_4)_3+4H_2O+3[O]$$
$$(2)\ 6FeSO_4+3H_2SO_4+3[O] \rightarrow 3Fe_2(SO_4)_3+3H_2O$$

$$(1)+(2)\ K_2Cr_2O_7+7H_2SO_4+6FeSO_4 \rightarrow K_2SO_4+Cr_2(SO_4)_3 +3Fe_2(SO_4)_3+7H_2O$$

இங்கு ஃபெரஸ் சல்பேட்டு பெரிக் சல்பேட்டாக ஏற்றமடைகிறது.

$Cr_2O_7^{-2}+14H^+ +6e^- \rightarrow 2Cr^{+3}+7H_2O$ என்று அயனி—எலெக்ட்ரான் முறையிலும் குறிக்கலாம். ஆகையால், இதன் சமான எடை = மூலக்கூறெடை ÷ 6 = 49 கிராம். இதைச் சூடேற்றினுல் சிதைந்து K_2CrO_4, Cr_2O_3, ஆக்ஸிஜன் முதலியவற்றைத் தருகிறது:

$$4K_2Cr_2O_7 \rightarrow 4K_2CrO_4+2Cr_2O_3+3[O_2]$$

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டையும் ஏதாவது உலோகக் குளோரைடு உப்பையும் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சூடேற்றினுல், குரோமைல் குளோரைடு (CrO_2Cl_2) என்ற சேர்மம் சிவந்த ஆவியாக வெளிவந்து திரவமாகச் சுருங்குகிறது.

$$Cr_2O_7^{-2}+4Cl^- +6H^+ \rightarrow 2CrO_2Cl_2+3H_2O$$

இத்திரவம் நீரில் சிதைந்து குரோமிக் அமிலத்தையும் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தையும் தருகிறது. இந்தச் சோதனை குரோமேட்டு அல்லது குளோரைடு அயனியைக் கண்டறியப் பண்பறி பகுப்பில் பயனுகிறது.

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு பருமனறி பகுப்பில் சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றியாகவும், கரிம வேதியியலில் பல பொருள்களைத் தயாரிக்கச் சிறந்த ஏற்றியாகவும், குரோம் முறையில் தோல் பதனிடுவதற்கும் பயனுகிறது.

சோடியம் குரோமேட்டும் டைகுரோமேட்டும் படிகநீருடைய நீர் ஈர்க்கும் திண்மங்களாதலால் இவைகளைச் சாதாரணமாக உபயோகிப்பதில்லை.

அம்மோனியம் டைகுரோமேட்டு (Ammonium dichromate): இதைப் பெற CrO_3-ஐ அம்மோனியம் ஹைடிராக்ஸைடால் நடுநிலைப்

படுத்த வேண்டும். இது வெப்பச் சிதைவு பெற்றுப் பச்சைநிற Cr_2O_3-யையும் நைட்ரஜனையும் தருகிறது.

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{\Delta} Cr_2O_3 + N_2\uparrow + 4H_2O$$

குரோமேட்டுகள் (Chromates): முக்கியமான குரோமேட்டு மஞ்சள் நிற K_2CrO_4. H_2CrO_4 நிலையற்றது; அமைப்பில் H_2SO_4-ஐ ஒத்துள்ளது.

$$CrO_2(OH)_2,\ SO_2(OH)_2$$
$$CrO_2Cl_2,\ SO_2Cl_2$$

குரோமேட்டுகளில் அதிக அளவு அமிலத்தைப் படிப்படியாகச் சேர்த்தால், டை, டிரை, டெட்ரா குரோமேட்டுகளைத் தருகிறது; இறுதியில் அடர்கந்தக அமிலத்துடன் குரோமியம் (IV) ஆக்ஸைடை (CrO_3) வீழ்படிவாகத் தருகிறது:

$$K_2CrO_4,\ K_2Cr_2O_7,\ K_2Cr_3O_{10},\ K_2Cr_4O_{13} \rightarrow CrO_3\downarrow$$

குரோமியம் (IV) ஆக்ஸைடு (Chromic anhydrate): இதைக் குரோமிக் நீரிலி என்பர். இது வெப்பச் சிதைவு பெற்று Cr_2O_3 மற்றும் O_2ஆக மாறுகிறது. அடர் $K_2Cr_2O_7$ கரைசலில் குளிர்ந்த அடர் சல்பூரிக் அமிலம் கலந்தால், இது கருஞ்சிவப்புநிற ஊசிபோன்ற படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + H_2Cr_2O_7$$
$$H_2Cr_2O_7 \rightarrow H_2O + 2CrO_3\downarrow$$

இது மிக வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜனேற்றி; இதை அசெட்டிக் அமிலத்தில் கரைத்துக் கரிம வேதியியலில் சிறந்த ஏற்றியாகப் பயன்படுத்துகிறார்கள்.

நீரில் கரையாத பல உலோகக் குரோமேட்டுகள் நிறங்கொண்டவை. இவைகளைப் பண்பறி பகுப்புமுறையில் சில உலோக அயனிகளைக் கண்டறியவும், இச்சேர்மங்களைப் பெயின்டுகளில் நிறப் பொருளாகவும் (pigments) பயன்படுத்துகிறார்கள்.

$BaCrO_4$—மஞ்சள்; Hg_2CrO_4—மஞ்சள்; Ag_2CrO_4—செங்கல் சிகப்பு.

பகுப்பு முறையில் கண்டறிதல்: பருமனறி பகுப்பு முறையில் பெர்ரஸ் சல்பேட்டு போன்ற ஒடுக்கிகளைக் கொண்டு நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் வினைப்படுத்த, டைகுரோமேட்டுகளைக் கணக்கீடு செய்யலாம். குரோமியம் உப்பாக இருந்தால் அதை Na_2O_2 கொண்ட காரக் கரைசலில் சூடேற்றி குரோமேட்டு உப்பாக மாற்றிப் பின் பருமனறி முறையில் அதன் எடையை நிர்ணயிக்கலாம்.

26-b. மாலிப்டினம்
(Molybdenum)

தோற்றம் : இதன் முக்கிய தாதுக்கள் பின்வருமாறு : (a) மாலிப்டினைட் (Molybdenite, MoS_2). இது மிருதுவான சாம்பல்நிறமான, காகிதத்தின் மேல் கிராஃபைட் போன்று கோடு வரையும் பண்பைப் பெற்ற தாது. வடஅமெரிக்கா, மெக்ஸிகோ, நார்வே முதலிய நாடுகளில் இது கிடைக்கிறது.

(b) உல்ஃபனைட்டு (Wulfenite, $PbMoO_4$). சைபீரியா, ஆஸ்திரியா, அமெரிக்க ஐக்கிய நாடுகள் முதலிய இடங்களில் கிடைக்கிறது.

உலோகவியல் : இதன் உலோகவியலை நான்கு பகுதிகளாகப் பிரிக்கலாம் : (a) தாதுவிலிருந்து MoO_3 பெறுதல்; (b) MoO_3-யிலிருந்து Mo உலோகம் பெறுதல்.

(a) தாதுவிலிருந்து MoO_3 பெறுதல்

(i) மாலிப்டினைட்டு தாது $\xrightarrow[\text{நுரை மிதப்புமுறையில் அடர்வித்தல்}]{\text{பொடி செய்தபின்}}$

$$MoS_2 \xrightarrow[\text{காற்றில் வறுத்தல்}]{600^\circ\text{வரை}} MoO_3 \text{ (மாசுள்ளது)} \xrightarrow[\text{குளிரவைத்தல் } 1000^\circ]{\text{பதங்கமாக்கி}}$$

MoO_3 ஊசிவடிவப் படிகங்கள்.

(ii) உல்ஃபனைட்டுத் தாதுவை K_2S-உடன் உருக்கி, நீரில் கரைத்தால், PbS வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும் ; கரைசலை H_2SO_4-ஐக் கொண்டு அமிலத்தன்மையாக்கினால், MoS_3 வீழ்படிவாக வருகிறது. Iஆவது முறைப்படி MoS_3-ஐத் தூய MoO_3ஆக மாற்றலாம்.

(b) MoO_3இல் இருந்து Mo உலோகம் பெறுதல்

MoO_3-ஐ முதலில் MoO_2-க்கு ஹைட்ரஜனால் 400° வெப்ப நிலையில் ஒடுக்கி (ஏனெனில் MoO_3 ஆவியாகும் தன்மையுடையது; MoO_2 அப்படி

யல்ல) பிறகு 1000°க்குச் சூடேற்றி மறுபடி H_2ஆல் ஒடுக்கி மாலிப்டின உலோகப் பொடியைப் பெறலாம். இப் பொடியை ஹைட்ரஜன் சூழ் நிலையில் படிப்படியாக மின் உலைகளில் சூடேற்றிக் கட்டியான மாலிப்டினத்தைப் (ingot) பெறுகிறுர்கள்.

பண்புகள் : கட்டியான நிலையில் இவ்வுலோகம் வெள்ளியைப் போன்று பொலிவுள்ளது. மிக அதிக வெப்பநிலையில் (2625°) உருகும்; காற்ருல் பாதிக்கப்படாது ; செஞ்சூட்டில் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்பட்டு MoO_3 ஆக ஏற்றமடைகிறது. இது HCl, HF, நீர்த்த H_2SO_4 முதலிய திரவங்களில் கரையாது. ஆனல், அடர் HNO_3-உடன் வினைப்பட்டு MoO_3ஐ மெதுவாகக் கொடுக்கிறது; ஏனெனில், குரோமியத்தைப் போல இதுவும் செயலறு நிலையை அடைகிறது. இது பல உலோகக் கலவைகளைக் கொடுக்கிறது. இது 2 முதல் 6 இணைதிறன்களைக் காட்டுகிறது. இது ஓர் உறுதியுள்ள உலோகம். இதன் உப்புகள் நச்சுத்தன்மை கொண்டவை.

பயன்கள் : மாலிப்டினம் கலந்த எஃகு கொதிகலன்கள், டர்பைன் பாகங்கள், பெட்ரோலிய எண்ணெயைச் சிதைக்கும் வாலைகள், கேடயத் தகடுகள் (armour plates), துளையிடும் கருவிகள் முதலியவைகளைச் செய்யப் பயன்படுகிறது. மாலிப்டின உலோகம் மின்சார பல்புகளிலுள்ள நுண்ணிய டங்ஸ்டன் இழைகளைத் தாங்கும் கம்பிகளாகப் பயன்படுகிறது.

சேர்மங்கள்

இது +2-விலிருந்து +6 இணைதிறன்வரையுள்ள 5 வகைச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது. நைட்ரிக் அமிலம் உலோக மாலிப்டேட்டு கரைசல்களில் இருந்து மாலிப்டிக் அமிலத்தை (H_2MoO_4) வீழ்படிவாகச் செய்கிறது ; ஆனல், மிகையான HNO_3 இவ் வீழ்படிவு கரைந்து மாலிப்டினைல் நைட்ரேட்டு [$MoO_2(NO_3)_2$] கிடைக்கிறது. மாலிப்டிக் அமிலம் பாஸ்ஃபேட்டு அல்லது ஆர்சனேட்டு அயனிகளுடன் HNO_3 முன்னிலையில் இணைந்து எலுமிச்சம்பழ மஞ்சள் நிற பாஸ்ஃபோ அல்லது ஆர்செனே மாலிப்டேட்டுகளைக் கொடுக்கிறது.

ஆறு இணைதிறன் உள்ள Mo சேர்மங்கள் : இவ்விணை திறனில் மாலிப்டினம் மற்றும் டங்ஸ்டன் உப்புகள் பல பண்புகளில் மிக ஒத்திருக்கின்றன. தனிம வரிசை அட்டவணையில் லாந்தனைடு சுருக்கத்தால் (lanthanide contraction) Mo^{+6} மற்றும் W^{+6} அயனிகள் தோராயமாக சம பருமனுள்ளவை ; ஆகையால், அவைகளின் வேதியியல் பண்புகள் பல ஒத்துள்ளன—MoO_3 மற்றும் WO_3 ஆக்ஸைடுகள் அமில குணமுள்ளவை ; இவை காரங்களில் கரைந்து மாலிப்டேட்டு

(MoO_4^{-2}) மற்றும் டங்ஸ்டேட்டு (WO_4^{-2}) நேர் அயனிகளைக் கொடுக்கிறது; இவ்வாறே MoS_3யும் WS_3யும் மிகையளவு சல்பைடு அயனிகளுடன் வினைப்பட்டு தயோமாலிப்டேட்டு $(MoS_4)^{-2}$ அயனிகளைக் கொடுக்கிறது.

காரம் கலந்துள்ள மாலிப்டேட்டு அல்லது டங்ஸ்டேட்டுக் கரைசல்களில் படிப்படியாக அமிலம் சேர்த்தால், xO_4^{-2} அயனிகள் ($x=Mo$, W) படிப்படியாக இணைந்து பாலிமாலிப்டேட்டுகள், பாலிடங்ஸ்டேட்டுகளைக் கொடுக்கின்றன. இவைகளை ஐசோபாலி அமிலங்கள் (isopoly acids) என்பர். (உ - ம்.) $Na_4Mo_3O_{11}$; $Na_3H_3W_6O_2$: இவைகள் ஐசோபாலி அமிலங்களிலிருந்து பெறப்பட்ட உப்புகள். பாஸ்பேட்டு அயனியைக் கண்டறிய உதவும் அம்மோனிய பாலி மாலிப்டேட்டும் $[(NH_4)_6\ Mo_7O_{24}\cdot 4H_2O]$ இவ்வகையைச் சேர்ந்தவையே. இதை MoO_3-ஐ NH_3 நீர்க்கரைசலில் கரைத்துப் பெறலாம். பாஸ்பேட்டுள்ள கரைசலில் நீர்த்த HNO_3 சேர்த்து அத்துடன் அம்மோனியம் மாலிப்டேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்தால், அம்மோனியம் பாஸ்போமாலிப்டேட்டு என்ற எலுமிச்சைநிற மஞ்சள் வீழ்படிவு $[(NH_4)_3\ PO_4\cdot 12MoO_3]$ கிடைக்கிறது. இவ் வினையால் பாஸ்பேட்டு உறுப்பையும் கணக்கீடு செய்ய முடியும்.

மாலிப்டினம் VI ஆக்ஸைடு, MoO_3: இவ்வுலோக சல்பைடையோ அம்மோனியம் பாலிமாலிப்டேட்டையோ சூடேற்றி வறுத்துப் பெறலாம்: $(NH_4)_6Mo_7O_{24}\cdot 4H_2O \xrightarrow{\Delta} 6NH_3+7H_2O+7MoO_3$. மேலே கூறிய உப்புக் கரைசலில் சூடான HNO_3 சேர்த்தாலும், இவ்வாக்ஸைடை வீழ்படிவாகப் பெறலாம்.

$$(NH_4)_6\ Mo_7O_{24}+6HNO_3 \rightarrow 6NH_4NO_3+3H_2O+7MoO_3\downarrow$$

இது நீரில் சிறிதே கரையும் வெண்பொடி. காரங்களிலும் மற்றக் கொடுக்கிணைப்பினைத் தரவல்ல (chelating) சேர்மக் கரைசல்களிலும் (உ - ம். : HF, சர்க்கரைகள்) கரைகிறது.

மாலிப்டிக் அமிலம், H_4MoO_4 ($MoO_3\cdot 2H_2O$) (Molybdic acid): சோடியம் மாலிப்டேட்டுக் கரைசலுடன் குளிர்ந்த HNO_3-ஐச் சேர்த்தால் இதைப் பெறலாம். இது P, I, B, As முதலிய ஆக்ஸி அமிலங்களுடன் வினைப்பட்டு ஹெட்டரோபாலி அமிலங்களைத் (heteropoly acids) தருகிறது.

அம்மோனியம் பாலிமாலிப்டேட்டைப் பெற வெதுவெதுப்பான அம்மோனியக் கரைசலுடன் MoO_3-ஐச் சேர்க்க வேண்டும். முதலில் $(NH_4)_2\ MoO_4$ கிடைக்கிறது; பின்னது சிறிது சிறிதாக NH_3யை

இழந்து பாலிமாலிப்டேட்டைக் கொடுக்கிறது. பின்னதை ஒரே படியில் MoO_3-ஐ அம்மோனியக் கரைசலுடன் சூடேற்றி நீர்நீக்கிப் பெறலாம்.

லெட்டு மற்றும் பேரியம் உலோகங்களின் மாலிப்டேட்டுகள் மற்றும் சல்பேட்டுகள் இவ்விரண்டு உலோகங்களின் குரோமேட்டு களைப் போல நீரில் கரையாது.

மாலிப்டினம் நீலம் (Molybdenum Blue), ($Mo_8O_{23}xH_2O$) : சோடியம் மாலிப்டேட்டுக் கரைசலை H_2S, SO_2, HI போன்ற ஒடுக்கி களில் ஒன்றால் ஒடுக்கினால், நீலநிறமுடைய பொடியாகக் கிடைக்கிறது. இது கூழ் நிலையில் உள்ளது. பட்டுத்துணிகளை இதைக் கொண்டு சாயமேற்றலாம். இவ்வினையைப் பயன்படுத்தி பண்பறி முறையில் இவ்வுலோகத்தைக் கண்டறியலாம்; மேலும் நிற அளவியல் பகுப்பு முறையிலும் (Colorimetric analysis) கணக்கீடு செய்யலாம்.

பெர்ராக்ஸி மாலிப்டிக் அமிலம் (Peroxy Molybdic acid) : மாலிப்டேட்டுக் கரைசலில் அமிலம் கலந்து அத்துடன் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைச் சேர்த்தால், மஞ்சள் நிற பெராக்ஸி அமிலம் கிடைக் கும். இவ்வண்ணத்தை (குரோமிய நீல பெராக்ஸைடைப் போல்) ஈதரால் (ether) பிரித்தெடுக்க முடியாது. இவ் வினையை Mo கண்டறியும் சோதனையாகவும் பயன்படுத்தலாம்.

ஹாலைடுகள் : MoF_6, $MoCl_n$ ($n=2$, 3, 4, 5), (MoO_2Cl_2) (CrO_2Cl_2ஐ ஒத்தது) MoI போன்றவைகளைத் தயாரிக்கலாம். MoO_6-ஐத் தயாரிக்க முடியாது. இவ்வுலோகத்தை Cl_2உடன் சூடேற்றினால் $MoCl_5$ கிடைக்கிறது. இது நீருடன் சிதைந்து மாலிப்டனைல் (molybdenyl) குளோரைடைக் (MoO_2Cl_2) கொடுக் கிறது.

சல்ஃபைடுகள் : MoS_2 இயற்கையில் மாலிப்டினைட்டாகக் கிடைக் கிறது. இது கிராஃபைட்டைப் போல் வழவழப்புள்ளதால், மசவு எண்ணைகளில் (lubricating oils) உபயோகிக்கிறார்கள்; இவ்வகை எண்ணைகள் மிகை அழுத்தத்திலும் மிகை வெப்பநிலையிலும் நன்கு செயல்படும்.

26-c. டங்ஸ்டன்
(Tungsten)

தோற்றம் : இவ்வுலோகத்தை ஜெர்மன் மொழியில் உல்ஃபிரம் (Wolfram) என்பர். Mo-வைப் போன்றே டங்ஸ்டனும் அரிதில் கிடைக்கும் உலோகம். இயற்கையில் கீழ்க்காணும் இரண்டுவித உலோக டங்ஸ்டேட்டுத் தாதுக்களாக இது கிடைக்கிறது.

(a) **உல்ஃபிரமைட்டு,** (Wolframite, $FeWO_4 \cdot MnWO_4$) **:** இது டின்னின் முக்கிய தாதுவான காஸிடரைட்டுடன் கலந்து சைஞ, பர்மா, போர்ச்சுகல், கார்ன்வால் முதலிய இடங்களில் இது அகப்படுகிறது. இது காந்த இயல்புள்ளதாகையால், டின்னின் தாதுவிலிருந்து காந்த முறையில் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

(b) **ஷீலட்டு** (Scheelite, $CaWO_4$) **:** மலேயா, சைஞ, கொரியா, சயாம், ஆஸ்டிரேலியா, இந்தியா (நாகபுரி, வங்காளம், ராஜஸ்தான்) முதலிய நாடுகளில் கிடைக்கிறது.

உலோகவியல் : கார உலோக டங்ஸ்டேட்டுகள் தவிர மற்ற உலோக டங்ஸ்டேட்டுகள் (அம்மோனியம் பாலிடங்ஸ்டேட் உள்பட) நீரில் கரையா. (அம்மோனிய பாலிமாலிப்டேட்டு நீரில் கரையும் என்பதை இங்கு நினைவில் கொள்க.) உல்ஃபிரமைட்டை Na_2CO_3 மற்றும் $NaNO_3$உடன் உருக்கி வறுத்து நீரில் கரைத்தால் Na_2WO_4 கரைசலில் தங்கும் ; கரையாத பொருளை வடிகட்டிப் பிரிக்கவும். கரைசலுடன் $CaCl_2$ஐச் சேர்த்துக் கிடைக்கும் வீழ்படிவுடன் அமிலத்தைச் சேர்த்தால் (WO_3) டங்ஸ்டன் ட்ரையாக்ஸைடு வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. WO_3ஐ அம்மோனியாவில் கரைத்து, அம்மோனிய பாலிடங்ஸ்டேட்டைப் பெற்று அதை வறுத்தால் தூய WO_3 கிடைக்கும்.

$$4FeWO_4 + 4Na_2CO_3 + O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 4CO_2 + 4Na_2WO_4$$
$$2MnWO_4 + 2Na_2CO_3 + O_2 \rightarrow 2MnO_2 + 2CO_2 + 2Na_2WO_4$$

$$Na_2WO_4 + CaCl_2 \xrightarrow{\text{கரைசல்}} CaWO_4\downarrow + 2NaCl$$

$$CaWO_4 + 2HCl \xrightarrow{\text{கரைசல்}} CaCl_2 + H_2O + WO_3\downarrow$$

$$WO_3 + NH_4OH \xrightarrow[\text{காரம்}]{\text{மிகையாக}} \text{அம்மோனிய பாலி டங்ஸ்டேட்டு}$$

படிகங்கள் நீரில் கரையா $\xrightarrow{\triangle}$ 99·9% தூய WO_3.

(i) உல்ஃபிரமைட்டுத் தூளை எண்ணை-மிதப்பு முறையில் அடர்வித்தல்—மற்றும் காந்த முறையில் SnO_2விலிருந்து பிரித்தல்—

$\xrightarrow[\text{800° உருக்கு}]{Na_2CO_3}$ $\xrightarrow[\text{கரை}]{\text{நீரில்}}$ —$MnO_2\downarrow, Fe_2O_3\downarrow, Fe(OH)_3\downarrow$ இவற்றை நீக்கு.
—Na_2WO_4 கரைசல் $\xrightarrow{CaCl_2}$

$CaWO_4$ $\xrightarrow[\text{2. } CaCl_2 \text{ நீக்கு}]{\text{1. } HCl\text{-ல் கரை}}$ WO_3 $\xrightarrow[\text{கரை}]{\text{மிகை } NH_4OH}$ அம்மோனியம் பாலிடங்ஸ்டேட்டு நீரில் கரையா படிகங்களாக வரும். இதை வறுத்தால் 99·9% தூய WO_3 கிடைக்கிறது.

(ii) WO_3ஐ 900° வெப்பநிலையில் உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் வாயுவால் ஒடுக்கி டங்ஸ்டன் உலோகப் பொடியைப் பெறுகிறார்கள். பொடியை 1000°இல் மிகை அழுத்தத்தில் குழாய் உலையில் சூடேற்றி நெருக்கிப் (compacted) பொடியைக் கட்டியாய் ஆக்குகிறார்கள். பிறகு ஹைட்ரஜன் சூழ்நிலையில் 3200°ல் மின்னுலையில் சூடேற்றினால் கட்டியான உறுதியுள்ள டங்ஸ்டன் உலோகம் (ingot) கிடைக்கிறது.

பண்புகள் : மங்கலான சாம்பல்நிற உலோகம் ; உருகிய நிலையில் வெள்ளியைப் போலப் பொலிவுடன் விளங்கும். மிக உயர்ந்த உருகு நிலை (3400°) மற்றும் கொதிநிலையைக் (5900°) கொண்டது. இந்நிலைகள் கார்பனைத் தவிர மற்றெந்தத் தனிமத்திற்கும் இவ்வளவு உயர்ந்து கிடையாது. சாதாரண வெப்பநிலையில் இது நிலையுள்ளது ; செஞ்சூட்டில் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. இராஜத் திராவகம் உள்பட எல்லா அமிலங்களும் இதனுடன் வினைபுரியா. எனினும், இவ்வுலோகம் உருகிய $KClO_3$ஐப் போன்ற ஏற்றிகளில் கரைகிறது ; HF மற்றும் HNO_3 சேர்ந்த கலவையில் ஃபுளுரோ அணைவுகள் (Fluro-complexes) உண்டாவதால், டங்ஸ்டன் கரைகிறது. இதை மிக நுண்ணிய கம்பிகளாக இழுக்கலாம்.

பயன்கள் : இவ்வுலோக நுண் இழைகள் மின்சார பல்புகளில் பயனாகிறது. இப் பல்புகளில் ஆர்கான் போன்ற மந்த வாயுக்களை

நிரப்புவதால், பல்பு நீண்டகாலம் வரை நீடித்திருக்கும். மின் உலைகளில் 1500° வரை வெப்பம் உண்டாக்க இவ்வுலோகக் கம்பிகள் பயனுகிறது.

(i) பேனு நிப்பு முனைகள் : W, Pt, Ir—இலகுவில் தேயாது.

(ii) ஸ்டெல்லைட்டு (Stellite) : CO, Cr, W—வெட்டும் சாதனங்கள் ஆகிய கத்திகள், இரண சிகிச்சைக் கருவிகள், பாறைகளைக் குடைந்து துளையிடும் கருவிகள்.

(iii) டங்ஸ்டன் எஃகுகள் : இவை கடல் நீரால் பாதிக்கப்படாது ; காந்தமேற்கும் திறனுடையவை ; அரிமானத்திற்கு உட்படாது. W, Cr, Fe கலந்த எஃகுகள் துரிதமான லேத்துகளில் (lathe, கடைசல் இயந்திரம்) வெட்டப் பயன்படும் சாதனங்களைச் செய்ய உதவுகிறது. 18% W, 4% Cr, 1% V என்ற உலோகக் கலவை கத்திகள், ரம்பம், க்ஷவர பிளேடுகள், கவசத்தகடுகளைப் பிளந்து செல்லும் குண்டுகள், கவசத்தகடுகள் (armour plates) முதலியவை செய்யப் பயனுகிறது.

(iv) டங்ஸ்டன் கார்பைடு (WC) : ஹைட்ரோ கார்பன் வாயுக்களில் இவ்வுலோகத்தைச் சூடேற்றி இதைத் தயாரிக்கிருர்கள். வைரத்தைப் போன்ற கடினத்தன்மை பெற்றிருந்த போதிலும், நொறுங்கும் தன்மை பெற்றிருப்பதால், $CO+NI$ உலோகக் கலவைகளில் பதித்து மிகை அழுத்தத்தில் 800°ல் சூடேற்றி, பிறகு 1500°ல் மின்னுலைகளில் கடினப்படுத்தி 'Cemented tungston Carbide' ஐப் பெறுகிருர்கள். இது பதிக்கப்பட்ட வெட்டும் கருவிகளை அதிக விசையுடன் (வேகம்) இயங்கும் கடைசல் இயந்திரங்களில் உறுதியான மாங்கனீசு, எஃகு, கண்ணுடி, பீங்கான் போன்ற பொருள்களை வெட்டவும், வேலைசெய்யவும் உபயோகிக்கிருர்கள். இதற்குக் கார்போலாய் (Carboloy) என்று வட அமெரிக்காவில் பெயர்.

சேர்மங்கள்

மெண்டலீவின் தனிம வரிசை அட்டவணையில் அருமண் உலோகச் சுருங்குதலால் (lanthanide contraction), W மற்றும் Moவும் பெரிதும் ஒத்த பண்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன என்று Mo-த்தைப் பற்றிப் படிக்கும்போது தெரிந்து கொண்டோம். டங்ஸ்டன் 2 முதல் 6 வரை இணைதிறன்களைக் காட்டிய போதிலும் +6 இணைதிறன்தான் முக்கியமானது ; நிலையானதும்கூட. Mo போலவே கார உலோக டங்ஸ்டேட்டுகள் பொதுவாக நீரில் கரையும் ; மேலும் அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

டங்ஸ்டன் ட்ரையாக்ஸைடு : WO_3 ஆக்ஸைடுகளில் இதுவே முக்கியமானது. சோடியம் டங்ஸ்டேட்டுடன் குளிர்ந்த அமிலங்களைச் சேர்த்தால் வெள்ளை நிற வீழ்படிவாக டங்ஸ்டிக் அமிலம் $H_2WO_4 \cdot 2H_2O$ கிடைக்கிறது ; சூடான நிலையில் உள்ள அடர் அமிலங்களுடன் நீரற்ற மஞ்சள் வீழ்படிவாக H_2WO_4 கிடைக்கிறது. டங்ஸ்டிக் அமிலங்களைச் சூடேற்றி வறுத்தால் WO_3ஐப் பெறலாம். இவ்வமிலங்களுக்கு H_2CrO_4 போல ஆக்ஸிஜனேற்றியாக வினைபுரியும் தன்மை கிடையாது.

டங்ஸ்டேட்டுகள் (Tungstates) : இவை மூன்று வகைப்படும் : (1) இயல்பானவை (normal). உ-ம் : Na_2WO_4, $MgWO_4$; (2) மெட்டா டங்ஸ்டேட்டுகள் —$M_6(H_2W_2O_{40})xH_2O$; (3) பாராடங்ஸ்டேட்டுகள்— $Na_{10}W_{12}O_{41} \cdot 28H_2O$. இதை WO_3 மற்றும் Na_2CO_3 உருக்கிப் பெறலாம்.

மாலிப்டினத்தைப் போலவே டங்ஸ்டனும் ஐசோபாலி அமிலங்களைத் தருகிறது ; pH14 முதல் 8 வரை மானோ டங்ஸ்டேட் அயனியாய் இருக்கும் ; pH6லிருந்து 8 வரை அயனிகள் இணைந்து பல்நேர் அயனியாக (polyanion) மாறுகிறது.

$$WO_4^{-2} + \text{அமிலம்} \rightarrow [HW_6O_{21}]^{-5} \xrightarrow[\text{அமிலம்}]{\text{மிகை}} [H_2W_{12}O_{40}]^{-6}$$

இயல்பான சோடியம் டங்ஸ்டேட்டை சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் WO_3ஐ கரைத்துப் பெறலாம். ஆனால், வாணிபத்தில் Tungstate of soda என்று அழைக்கப்படும் பொருள் சோடியம் பாராடங்ஸ்டேட்டு ($Na_{10}W_{12}O_{41} \cdot 28H_2O$). இதை நிறம் ஊன்றியாகப் பயன்படுத்துகிறார்கள்.

W பல்வேறுவித அமிலங்களுடன் வினைப்பட்டு ஹெட்டரோபாலி அமிலங்களைத் (heteropoly acids) தருகிறது. (உ-ம்.) : (1) பாஸ்போ டங்ஸ்டிக் அமிலம்—$H_3PO_4 \cdot 12WO_3 \cdot 63H_2O$. இது புரோட்டீனையும் ஆல்கலாயிடுகளையும் (alkaloids) வீழ்படிவாகச் செய்யும் காரணியாகப் பயனாகிறது. (2) அம்மோனியம் சிலிகோ டங்ஸ்டேட்டை அம்மோனியம் பாரா டங்ஸ்டேட்டுக் கரைசலில் SiO_2ஐக் கொதிக்கவைத்துப் பெறலாம். (3) பொட்டாஸிய டங்ஸ்டோ ஆர்சனேட்டு $H_3AsO_4 \cdot 9WO_3 \cdot 3KOH \cdot 4H_2O$ என்பது மற்றொரு சேர்மம்.

டங்ஸ்டன் ஹாலைடுகள் (Halides of tungston) : இவை உலோக ஹாலைடுகளைப் போல எளிதில் ஆவியாகும் ; நீராற் பகுபடும். இவைகளை டங்ஸ்டனுடன் குறித்த ஹாலஜனை வினைப்படுத்திப் பெறலாம்.

டங்ஸ்டன் நீலம் : WO_3ஐ ஹைட்ரஜனைக் கொண்டு ஒடுக்கினால் டங்ஸ்டன் புளு கிடைக்கிறது.

டங்ஸ்டன் வெண்கலம் (Tungsten bronze) : இது சோடியம் மற்றும் டங்ஸ்டனுடைய ஆக்ஸைடு கலவை; பன்னிறமுள்ளது (நீலம், ஊதா, சிகப்பு, மஞ்சள்); நிலையானது; நன்கு மின்கடத்தும் திறனுடையது; உலோகப் பொலிவுள்ளது. சோடியம் டங்ஸ்டேட்டை சிங்கால் ஒடுக்கிப் பெறலாம். இதன் உள்ளமைப்பு விசித்திரமானது; விசேஷப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது.

பகுப்பு முறையில் கண்டறிதல் : (1) டங்ஸ்டேட்டு கரைசல்களில் அடர் அமிலம் சேர்த்துக் கொதிக்கவைத்தால், H_2WO_4 மஞ்சள் நிற வீழ்படிவாகத் தோன்றுகிறது. (2) காரங்கலந்த டங்ஸ்டேட்டு கரைசலையும் $KCNS$யும், $SNCl_2$ கொண்டு ஒடுக்கினால் ஆழ்ந்த நிறம் கிடைக்கிறது. இச்சோதனையால் மிகக் குறைந்த அளவு டங்ஸ்டனையும் கண்டறியலாம்.

26-d. யுரேனியம்
(Uranium)

வரலாறு: கிளாப்ராத் இந்தத் தனிமம் பிட்சுபிளெண்டு தாதுவில் இருப்பதாக அறிந்தார்; 1781-ல் இத்தனிமத்தைப் பிரித்தெடுத்தார். ஹென்ரி பெக்குரல் 1896-ல் இதன் கதிரியக்கத் தன்மையைக் கண்டறிந்தார்.

ஆவர்த்தனத் தனிம வரிசை அட்டவணையில் யுரேனியத்தின் இடம்: பழைய மென்டலீவின் அட்டவணையில் ஆறுவது தொகுதியில் டங்ஸ்டனுக்கு அடியில் காட்டப்பட்டிருந்தாலும், யுரேனியம், ஆக்டினைடு தனிம வரிசையில் (Ac, Th, Pa, U) நான்காவது தனிமமாக இடம் பெறுகிறது. அதனால்தான் Cr, Mo, W முதலியவற்றினின்றும் இதன் பண்புகள் மிகவும் மாறுபடுகின்றன; மேலும் ஆக்டினைடு தனிமங்களின் இயல்புகளை இது மிகவும் ஒத்துள்ளது.

தோற்றம்: பாறைகள், கடல்நீர், உயிருள்ள பொருள்கள் முதலிய பொருள்களில் யுரேனியம் பரவலாக இருக்கிறது. இதனுடைய முக்கிய தாதுக்கள் இரண்டு:

(a) பிட்சுபிளென்டு (Pitchblende, U_3O_8): பெரும்பாலும் இத்துடன் Th, Ra, Pb, Bi, Fe, Ca, Nb, Ta, Ti அருமண் உலோகங்கள் போன்றவை கலந்து காணப்படுகின்றன. பெல்ஜிய காங்கோவில் உள்ள கடாங்கா சுரங்கங்கள், கனடாவின் வடமேற்குப் பகுதி, இந்தியாவில் பீஹாரிலுள்ள கயா மாவட்டம், போர்ச்சுகல், கொலராடோ முதலிய இடங்களில் பெருவாரியாகக் காணப்படுகிறது.

(b) கார்னோடைட்டு (Carnotite) K_2O, $2UO{\cdot}3V_2O_5{\cdot}3H_2O$ அல்லது $K(UO_2)$ $VO_4{\cdot}3H_2O$ நீரேறிய பொட்டாசிய யுரேனல் வெனெடேட்டு. இதில் U மற்றும் Ra கலந்துள்ளன. இது கொலராடோ மற்றும் யுடா இராச்சியங்களில் ஐக்கிய அமெரிக்க நாடுகளில் கிடைக்கிறது.

உலோகவியல் : (a) யுரேனே யுரேனிக் ஆக்ஸைடு U_3O_8 அல்லது யுரேனல் நைட்ரேட்டு $UO_2\ (NO_3)_2$ போன்ற தூய யுரேனிய உப்பைப் பெறுதல்; (b) இவ்வுப்புகளிலிருந்து உலோகத்தைப் பெறுதல் என இரு படிகளில் வினைகள் நிகழ்த்தப்படுகின்றன.

(i) **பிட்சுபிளண்டிலிருந்து U_3O_8 :** கனிமத்தைப் பொடி செய்து 600°இல் வறுத்துப் பின் $NaCl$ உடன் 800° வரை சூடேற்றி நீரில் கரைத்து H_2SO_4-ஐச் சேர்த்தால், (a) $PbSO_4$, $BaSO_4$, SiO_2, $RaSO_4$, $Bi_2(SO_4)_3$ முதலியவை கரையாமலிருப்பதால் இவற்றை வடிகட்டி எடுத்து ரேடியம் தயாரிக்க, அப்புறப்படுத்திவிடலாம்; (b) பெற்ற கரைசலைச் சுண்ணும்பு நீர்கொண்டு pH 2·8 வரும்வரை சேர்த்து, பின் $FeCl_3$ கரைசலையும் சேர்க்க, $CaSO_4$ வீழ்படிவாகவும் கரைசலில் யுரேனைல் சல்ஃபேட்டும் தங்கிவிடும். கரைசலை மாத்திரம் வடிகட்டி மிகை அளவு Na_2CO_3-ஐச் சேர்த்தால் Fe, Al, Co போன்ற உலோகங்களின் ஹைட்ராக்ஸைடுகளும் கார்பனேட்டுகளும் வீழ்படிவாகத் தங்கி விடுகின்றன; கரைசலில் உள்ள சோடியம் யுரேனைல் கார்பனேட்டோடு மிகையாக, $NaOH$-ஐச் சேர்த்தால், மாசுள்ள சோடியம் டையுரேனேட்டு கிடைக்கிறது. இத்துடன் HClஐ வினைப்படுத்தினுல், யுரேனைல் குளோரைடு கரைசல் கிடைக்கிறது. இதனூடே H_2S வாயுவைச் செலுத்தினுல் மாசுகள் சல்ஃபைடுகளாகப் படியும்; கரைசலில் உள்ள யுரேனைல் குளோரைடுடன் NH_3வைச் சேர்த்தால் மாசுள்ள அம்மோனியம் டையுரேனேட்டு கிடைக்கிறது. இதை மறுபடியும் HCl-ல் கரைத்து NH_3 உடன் வினைப்படுத்தித் தூய அம்மோனியம் டையுரேனேட்டைப் $[(NH_4)_2\ U_2O_7]$ பெறலாம். இதை வறுத்தால் மிகத்தூய U_3O_8 கிடைக்கிறது. சுருக்கமாகக் கூறின்,

பிட்சு பிளண்டு $\xrightarrow[\text{(2) } NaCl\ \Delta\ 800^\circ]{\text{(1) } \Delta\ 600^\circ}$

$\xrightarrow[\text{(4) } H_2SO_4 \text{ சேர்}]{\text{(3) நீரில் கரை}}$ —$RaSO_4$, $PbSO_4$, $BaSO_4$ ↓ etc. SiO_2
—கரைசல்

கரைசல் $\xrightarrow[\text{(2) } FeCl_3]{\text{(1) சு. நீரை } pH\ 2\cdot8 \text{ வரை சேர்}}$ —$CaSO_4$ ↓
—கரைசலில் UO_2SO_4

கரைசல் $\xrightarrow[\text{மிகையாகச் சேர்}]{Na_2CO_3}$ —வீழ்படிவு: Fe, Al, Co-க்களின் OH, CO_3^{-2}
—கரைசல் $[Na_4UO_2\ (CO_3)_3]$

கரைசல் $\xrightarrow[\text{மிகையாக}]{NaOH}$ $Na_2U_2O_7$ மாசுள்ளது $\xrightarrow{HCl}$ UO_2Cl_2 கரைசல்

$\xrightarrow[\text{செலுத்து}]{H_2S}$ —வீழ்படிவாக வரும் சல்பைடுகளை அகற்று

—கரைசல் $\xrightarrow{NH_3}$ $(NH_4)_2\,U_2O_7$ மாசுள்ளது $\xrightarrow{HCl}$

$UO_2Cl_2 \xrightarrow{NH_3}$ தூய $(NH_4)_4\,U_2O_7 \xrightarrow{\Delta}$ தூய U_3O_8

(ii) கார்னோடைட்டிலிருந்து U_3O_8 பெறுதல் : கனிமம் +

Na_2SO_4 $\xrightarrow[\text{(2) நீரில் கரை}]{\text{(1) உருக்கு}}$ —வீழ்படிவில் யுரேனியம் உள்ளது

—கரைசலில் வெனேடியம் உள்ளது

வீழ்படிவை H_2SO_4 கரைத்து UO_2SO_4 கரைசலைப் பெற்று அத்துடன் Na_2CO_3ஐ மிகையாகச் சேர்த்து, (a) கிடைக்கும் வீழ்படிவை நீக்கி விடு ; (b) கரைசலில் உள்ள $UO_2(NO_3)_2$ உடன் ஈத்தர் கரைப்பானைச் சேர்த்துக் குலுக்கு. (a) கீழேயுள்ள நீரானான அடுக்கை (aqueous layer) நீக்கு ; (b) மேலே மிதக்கும் ஈத்தர் அடுக்கைத் தனியாகப் பிரித்தெடுத்து நீர்த்த அமிலத்தை விடு. யுரேனைல் நைட்ரேட்டுக் கிடைக்கிறது. இதைச் சுண்டவைத்து நீரை ஆவியாக்கி வறுத்தால் தூய U_3O_8 கிடைக்கிறது.

யுரேனிய உலோகத்தைப் பெறல்: இவ்வுலோகம் O_2, N_2, C போன்ற பல தனிமங்களுடன் வினைப்படுவதால், இதைத் தூய நிலையில் தயாரிப்பது கடினம். U_3O_8-ஐ Al, Mg, Ca அல்லது சிலாக்கியமாக CaH_2 கொண்டு ஒடுக்கினால் இவ்வுலோகம் கிடைக்கும்.

பண்புகள் : இது நிக்கலைப் போன்ற பளபளப்பான உலோகம் ; சிறிதளவில் மாசுகள் கலந்திருந்தாலும் (Fe, Al) பொடியாக நொறுங்கும் தன்மையது ; தூயநிலையில் தகடுகளாகத் தட்டலாம் ; கம்பியாக இழுக்கலாம். யுரேனிய உப்புக் கரைசலை ஒளிபடும்படி செய்தால் (fluoresence) அது ஒளியை உறிஞ்சி, பல வண்ணங்களில் ஒளிவீசும். இவ்வுலோகம் அமிலங்களுடன் வினைப்பட்டு, ஹைட்ரஜனை விலக்கும் ; பல அலோகங்களுடன் வினைப்படுகிறது.

கதிரியக்கப் பண்புகள்

238 யுரேனிய அணு படிப்படியாக 8 ஆல்பாத் துகள்களையும் ஆறு பீட்டாத் துகள்களையும் தானாகவே இழந்து முடிவில் கதிரியக்க மற்ற ^{206}Pb ஐசோடோப்பாக மாறுகிறது. யுரேனியத்தில் கீழே காட்டியபடி 3 வித ஐசோடோப்புகள் உள்ளன.

$$^{238}_{92}U \xrightarrow[-6\beta^-]{-8\alpha} {}^{206}_{82}Pb$$

நிறை எண்	உள்ள %	பாதிச் சிதைவு நேரம்
^{234}U	0·006	24·5 நாள்கள்
^{235}U	0·71	$7{\cdot}13\times10^{8}$ வருடங்கள்
^{238}U	99·28	$4{\cdot}49\times10^{9}$ வருடங்கள்

$2{\cdot}55\times10^{21}$ அணுக்களுள்ள ஒரு கிராம் யுரேனிய உலோகத்திலிருந்து $2{\cdot}3\times10^{4}$ ஆல்பாத் துகள்கள் செகண்டு ஒன்றுக்குத் தானுகவே வெளியேறுகிறது.

அதிக அளவில் உள்ள 238U ஐசோடோப்பு தானுகவே அணு உலேயில் பிளந்து சிதையாது; ஆனுல், இவ்வணு வேகம் குறைக்கப்பட்ட நியூட்ரான்களுடன் அணு உலேயில் விளைப்பட்டு, தானுகவே சிதைவுறும் 239 புளூட்டானிய ஐசோடோப்பாக மாறுகிறது.

$$^{238}_{92}U \xrightarrow[\text{அணு உலே}]{^{1}_{0}n} {}^{239}_{92}U \xrightarrow[-\beta^{-}]{t_{1/2}=23\text{ நிமி.}} {}^{239}_{93}Np$$

$$\xrightarrow[-\beta]{t_{1/2}=2{\cdot}3\text{ நாள்}} {}^{239}_{94}Pu \xrightarrow[-\alpha]{t_{1/2}=24000\text{ வரு.}} {}^{235}_{92}U$$

யுரேனிய ஐசோடோப்புகளே அதன் ஃபுளோரைடு சேர்மங்களிலிருந்து விரவுதல் முறைப்படி (diffusion) வெவ்வேருகப் பிரித்தெடுக்கலாம். 235 யுரேனிய ஐசோடோப்பை வேகம் குறைக்கப்பட்ட நியூட்ரான்களால் (அணு உலேயிலோ அல்லது அணுகுண்டிலோ) தாக்கினுல் $^{235}_{92}U$ அணு பிளந்து தோராயமாகச் சம எடையுள்ள இரு வேறு தனிமங்களாகவும் நியூட்ரான்களாகவும் மாறி மிக்க ஆற்றலே வெளிவிடுகிறது. இது ஒரு சங்கிலித் தொடர்விளே (chain reaction).

மேலும் 232 தோரியம் ஐசோடோப்பை அணு உலேயில் வேகம் குறைக்கப்பட்ட நியூட்ரான்களேக் கொண்டு தாக்கி 233 யுரேனிய ஐசோடோப்பைப் பெறலாம். இதுவும் 235 யுரேனிய ஐசோடோப்பைப் போல நியூட்ரான்களால் அணு உலேயில் தாக்குண்டு பிளவுபட்டுச் சங்கிலித் தொடர் விளேயின்மூலம் மிக்க ஆற்றலேக் கொடுக்கிறது.

$$^{232}_{90}Th + ^{1}_{0}n \xrightarrow{-\gamma} {}^{233}_{90}Th \xrightarrow{-\beta^-} {}^{233}_{91}Pa \xrightarrow{-\beta^-} {}^{233}_{92}U.$$

யுரேனிய 235 ஐசோடோப்பின் சங்கிலித் தொடர்வினை

$$^{235}_{92}U + ^{1}_{0}n \rightarrow {}^{147}_{57}La + {}^{87}_{35}Br$$ + சுமார் 2.5 நியூட்ரான் + 192 MeV ஆற்றல்

யுரேனியச் சேர்மங்கள்

இவை 5 முதல் 6 வரையுள்ள இணைதிறன்களில் காணப்பட்டாலும் 4 மற்றும் 6 இணைதிறன் உள்ள சேர்மங்களே நீரில் நிலையானவை. இச்சேர்மங்கள் ஆர்செனிக்கின் சேர்மங்களைப்போன்று மிகவும் நச்சுத் தன்மையுடையவை. U_3O_8 தான் இதன் நிலையான ஆக்ஸைடு ; இது பச்சை நிறமானது. அம்மோனியம் டையுரேனேட்டை வெப்பச் சிதைவுக்கு உட்படுத்திக் காற்றில் வறுத்து U_3O_8-ஐப் பெறலாம். இது அடர் HNO_3 மற்றும் அடர் H_2SO_4 உடன் வினைப்பட்டு முறையே யுரேனல் நைட்ரேட்டையும் $[UO_2(NO_3)_2]$, யுரேனல் சல்ஃபேட்டையும் (UO_2SO_4), யுரேனியம் (IV) சல்ஃபேட்டையும் கொடுக்கிறது.

யுரேனியம் டிரையாக்ஸைடு, (UO_3) (Uranium trioxide) : ஆரஞ்சுச் சிவப்பு நிறமும், ஈரியல்புள்ள தன்மையும் பெற்ற இவ்வாக்ஸைடை அமோனியம் டையுரேனேட்டைச் சூடேற்றிப் பெறலாம்.

$$(NH_4)_2U_2O_7 \rightarrow 2UO_3 + 2NH_3 + H_2O$$

இது அமிலங்களில் கரைந்து யுரேனல் (UO_2^{+2}) உப்புகளையும், காரங்களில் கரைந்து டையுரேனேட்டுகளையும் கொடுக்கிறது.

$$UO_3 + 2HCl \rightarrow UO_2Cl_2 + H_2O$$

$$UO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2UO_4 + H_2O$$

$$2UO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2U_2O_7 + H_2O$$

யுரேனியம் உப்பீனிகளுடன் வினைப்பட்டு 2 முதல் 6 வரை இணை திறன் உள்ள ஹாலைடுகளைக் கொடுக்கிறது—UF_6, UCl_6, UCl_4.

ஆறு இணைதிறன் உள்ள யுரேனியச் சேர்மங்கள் : அமிலக் கரைசல்களில் இரண்டு இணைதிறன் கொண்ட யுரேனல் அயனிகளாகச் செயல்படுகின்றன. யுரேனல் சேர்மங்கள் ஒளியை உறிஞ்சி மஞ்சள்,

பச்சை நிறங்களைக் கொடுக்கின்றன. யுரேனைல் உப்புகள் நீரில் கரையும் ; நீரால் பகுபடும்.

$$UO_2SO_4+H_2O \rightarrow UO_3+H_2SO_4$$

யுரேனைல் நைட்ரேட்டு, $UO_2(NO_3)_2$, $6H_2O$ (Uranyl nitrate) : இதுதான் அதிகமாகப் பழக்கத்திலுள்ள யுரேனிய உப்பு. எந்த யுரேனிய ஆக்ஸைடை HNO_3-ல் கரைத்தாலும் இவ்வுப்புக் கிடைக்கும். நீரற்ற சேர்மம் எலுமிச்சம்பழ நிறமுடையது ; அதிகமாக நீரில் கரைந்து, சிறிதளவு நீராற்பகுப்பிற்கு உட்படும். ஈதர், ஆல்கஹால் போன்ற கரிமக் கரைப்பான்களில் கரையும். கார உலோக நைட்ரேட்டுக்களுடன் சேர்ந்து இது இரட்டை உப்புகளைக் கொடுக்கிறது. இதைப் போன்றே UO_3-ஐ அடர் H_2SO_4 மற்றும் HCl அமிலங்களில் கரைத்து முறையே யுரேனைல் சல்ஃபேட்டு, மற்றும் யுரேனைல் குளோரைடு உப்புகளைப் பெறலாம்.

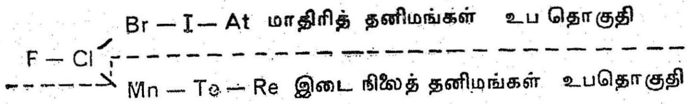
யுரேனேட்டுகள் : யுரேனியம் (VI) (Uranates) ஆக்ஸைடு நீரில் கரைந்து யுரேனிக் அமிலத்தைக் (H_2UO_4) கொடுக்கிறது ; காரங்களில் கரைந்து யுரேனேட்டுகளையும் பாலியுரேனேட்டுகளையும் தருகிறது.

சோடியம் டையுரேனேட்டு (NaU_2O_7, $6H_2O$) (Sodium diuranate) : இதை யுரேனைல் உப்புடன் $NaOH$ கரைசலைச் சேர்த்தால் மஞ்சள்நிற வீழ்படிவாகப் பெறலாம். இது யுரேனியம் மஞ்சள் என்ற பெயருடன் கண்ணாடிப் பீங்கான் போன்றவைகளுக்கு மஞ்சள் நிறத்தைக் கொடுக்க உதவுகிறது.

அம்மோனியம் டையுரேனேட்டு ($NH_4U_2O_7$) (Ammonium diuranate) : கொதிக்கும் சோடியம் டையுரேனேட்டுக் கரைசலுடன் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்தால், மஞ்சள்நிற வீழ்படிவாக இது கிடைக்கும்.

பண்பறி பகுப்பு : (1) யுரேனைல் உப்புகளுடன் K_4FeCN_6 கரைசலைச் சேர்க்க, யுரேனைல் ஃபெர்ரோஸயனைடு சிகப்புநிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும். (2) யுரேனைல் உப்புக் கரைசலில் NH_4OH-ஐச் சேர்த்தால் மஞ்சள்நிற வீழ்படிவாக அம்மோனியம் டையுரேனேட்டுக் கிடைக்கும். இவ்வீழ்படிவு அம்மோனியம் கார்பனேட்டில் கரையும்.

27. ஏழாவது தொகுதித் தனிமங்கள்
(VII Group Elements)



இந்தத் தொகுதியினுள் மிகவும் எதிர்மின் தன்மையுடைய தனிமங்கள் உள்ளன. முதல் தொகுதியில் இருக்கும் மாதிரித் தனிம உபதொகுதியில் உள்ள மிகவும் நேர்மின் தன்மையுடைய கார உலோகங்கள் அதன் உபதொகுதியிலுள்ள காப்பர், சில்வர், 'கோல்டு ஆகியவற்றினின்று பண்புகளில் மிக வேறுபட்டு இருப்பது போலவே, ஏழாம் தொகுதியில் உள்ள ஹாலஜன் உபதொகுதித் தனிமங்களும் (*Mn*, *Tc*, *Re*) ஆகிய வற்றினின்று பண்புகளில் வேறுபட்டிருக்கின்றன. ஹாலஜன்கள், இடைநிலைச் சேர்ம உபதொகுதியில் இருக்கும் *Mn*, *Tc*, *Re* ஆகியவற்றிலிருந்து மிகவும் வேறுபட்டிருப்பதற்குக் காரணம், இவைகளின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகளை ஒப்பிட்டுப் பார்த்தால் எளிதில் புலனாகும்.

மாதிரித் தனிம e^- அமைப்பு			இடைநிலைத் தனிமங்களின் e^- அமைப்பு		
F	(9)	$1s^2 2s^2 p^5$	*Mn*	(25)	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^5 4s^2$
Cl	(17)	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$	*Tc*	(43)	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^5 5s^2$
Br	(35)	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^5$	*Re*	(75)	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} 5s^2 p^6 d^5 6s^2$
I	(53)	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} 5s^2 p^5$			

ஹாலஜன் தொகுதித் தனிமங்களின் அணு அமைப்பில் வெளி ஆர்பிட்டால்களில் s^2p^5 எலெக்ட்ரான் அமைப்புக் காணப்படுகிறது; ஆனால், உபதொகுதித் தனிமங்களின் அணு அமைப்பில் வெளி ஆர்பிட்டால்களில் s^2 அமைப்பும், ஈற்றயல் ஆர்பிட்டால்களில் d^5 அமைப்பும் $[3d^54s^2]$ காணப்படுகிறது. ஆகையால், இவ்விரண்டு தொகுதிகளிலும் இருக்கும் தனிமங்கள் பண்புகளில் வேறுபட்டிருக்கின்றன. இவ்விரண்டு தொகுதிகளினிடையே உள்ள தனிமங்களில் காணப்படும் சில ஒற்றுமைகள்: (1) எளிதில் ஆவியாகும் ஹெப்டாக்ஸைடுகளை இரண்டு தொகுதித் தனிமங்களும் தருகின்றன. (உ-ம்.) Mn_2O_7, Cl_2O_7, Re_2O_7. குளோரின் ஹெப்டாக்ஸைடு Mn_2O_7 போல வெடிக்கும் தன்மையுடையது; ஆனால், Re_2O_7 இத்தன்மையைப் பெற்றில்லை. அயோடின் ஹெப்டாக்ஸைடு இருப்பதற்குச் சரியான சான்றுகள் இல்லை. (2) இவ்விரு உபதொகுதித் தனிமங்களின் பெர்ஆக்ஸைடுகளும் பெர்ஆக்ஸோ சேர்மங்களும் ஒத்திருக்கின்றன. (உ-ம்.) $KMnO_4$-ம் $KClO_4$-ம் ஒத்த வடிவுடையன. $AgMnO_4$-ம் $AgClO_4$-ம் நீரில் கரைவதில்லை.

ஹாலஜன் தொகுதி: ஃபுளூரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின், ஆஸ்டட்டின் ஆகிய தனிமங்கள் இத்தொகுதியில் காணப்படுகின்றன. முதல் நான்கு தனிமங்கள் உலோகங்களுடன் வினைப்பட்டு உப்புகளைத் தருகின்றன; இவைகள் கடல்நீரில் காணப்படும் உப்புகளில் உள்ளன. ஆகையால், முதல் நான்கு தனிமங்களை ஹாலஜன்கள் என்கிறோம் (ஹாலஜன்கள் என்றால் கடல் உப்புகளைத் தருபவை என்று பொருள்). இவைகளின் பண்புகளிலும் இவற்றின் சேர்மங்களின் பண்புகளிலும் சில குறிப்பிடத்தக்க ஒற்றுமைகள் காணப்படுகின்றன. மேலும் இத் தனிமங்களின் அணு எண்கள் அதிகரிக்க அதிகரிக்க, இவற்றின் பௌதிக, வேதியியல் பண்புகள் படிப்படியான மாற்றங்கள் அடைகின்றன.

எலெக்ட்ரான் அமைப்பு: ஹாலஜன் தொகுதியின் தனிமங்கள் முன் கூறியபடி வெளி ஆர்பிட்டால்களில் (s^2p^5) எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றிருக்கின்றன. எனவே, எல்லா ஹாலஜன்களும் அயனி பிணைப்பு அல்லது சகவலு பிணைப்பு மூலம் மந்தவாயு அமைப்பைப் பெறுகின்றன; இவைகள் எதிர்மின் தன்மையுடையன; எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பார்க்கும்பொழுது இவைகள் ஓரிணை திறனுடையவைகளாக இருக்கின்றன; எனவே, $NaCl$, $BaCl_2$, $AlCl_3$, $SnCl_4$ ஆகிய சேர்மங்கள் முறையே ஓரிணை, ஈரிணை, மூவிணை, நான்கிணை திறன்களுடைய உலோகங்களுடன் குளோரின் இணையும்பொழுது உண்டாகின்றன.

பௌதிக நிலை: புளூரினும் குளோரினும் வாயு நிலையில் இருக்கின்றன; புரோமின் புகையும் திரவமாகவும், அயோடின் பதங்கமாகும்

திண்மமாகவும் இருக்கின்றன. ஆகவே, ஃபுளூரினிலிருந்து அயோடின் வரை அணு எடை அதிகரிக்க அதிகரிக்க, படிப்படியாக வாயுநிலை, திண்ம நிலையை அடைகின்றன.

நிறம் : ஃபுளூரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகியவை முறையே வெளிறிய மஞ்சள், மஞ்சள் கலந்த பச்சை, சிவப்பு, ஆழ்ந்த ஊதா நிறங்களைப் பெற்றிருக்கின்றன. அதாவது அணு எடை உயர உயர நிறத்தின் செறிவும் அதிகரிக்கிறது.

பௌதிக நிலை எண்கள் : ஃபுளூரினிலிருந்து அயோடின் வரை அணு எண் அதிகரிக்கும்பொழுது ஹாலஜன்களுடைய உருகுநிலை, கொதிநிலை, அடர்த்தி ஆகியவை படிப்படியாக ஏற்றம் அடைகின்றன ; ஆனால், உரிமை வெப்பம் படிப்படியாகக் குறைந்துகொண்டே வருகிறது. பின்வரும் அட்டவணை இவற்றை விளக்கும் :

தனிமம்	அணு எண்	அணு எடை	அடர்த்தி	உருகு நிலை	கொதி நிலை	சுய வெப்பம்
ஃபுளூரின்	9	19·0	1·11/–187°	–217·8°	–187°	...
குளோரின்	17	35·46	2·49/0°	–100·9	–34·5	0·226
புரோமின்	35	79·92	3·10/25°	–7·2	58·8	0·107
அயோடின்	53	126·93	4·95	113·5	184·4	0·054

நீரில் கரைதிறன் : ஃபுளூரின் நீரைச் சிதைத்து ஹைட்ரோ ஃபுளூரிக் அமிலத்தையும் ஓஸோனையும் உண்டாக்குகிறது. குளோரின் இலேசாக நீரில் கரையும் ; புரோமின் குளோரினைவிட அதிக அளவில் கரையக்கூடியது. அயோடின் நீரில் சிறிதளவே கரையும் ; ஆனால் *KI* கரைசலில் நன்கு கரைகிறது.

ஹைட்ரஜன் கவரும் ஆற்றல் : ஃபுளூரின் குறைந்த வெப்ப நிலையிலும், ஒளியில்லாதபோதிலும்கூட, வீரியமாக ஹைட்ரஜனுடன் வினைபுரிந்து, ஹைட்ரஜன் ஃபுளூரைடை உண்டாக்குகிறது ; நீரிலிருந்து இது ஆக்ஸிஜனையும் விலக்குகிறது.

$$3F_2+3H_2O \rightarrow 3H_2F_2+O_3$$

இது ஃபுளூரினுக்கு ஹைட்ரஜன் மீதுள்ள கவர்ச்சியையே காட்டு கிறது. குளோரின் ஹைட்ரஜனுடன் சூரிய ஒளியில் சேர்கிறது. சூடு

செய்தால் புரோமின் மெதுவாக ஹைட்ரஜனுடன் இணைகிறது. அயோடின் ஹைட்ரஜனுடன் சேரும் வினை மிகவும் மெதுவாக நடைபெறுவதுடன் மீள்தன்மையுடையதாக இருக்கிறது; மேலும் இவ்வினையின்போது வெப்பம் உட்கொள்ளப்படுகிறது. எனவே, ஹைட்ரஜன் மீது உள்ள நாட்டம் ஃபுளூரினுக்கு மிகவும் அதிகமாகவும், அயோடினுக்கு மிகவும் குறைவாகவும் உள்ளது. அதாவது இத்தொகுதியில் அணு எடை உயர ஹாலஜன்களுக்கு ஹைட்ரஜன்மீது உள்ள நாட்டம் குறைகிறது. ஹைட்ரஜன் ஃபுளூரைடு சேர்மம் மிகவும் நிலையானது; ஹைட்ரஜன் அயோடைடு சேர்மம் மிகவும் நிலையற்றது. இவைகளின் ஹைட்ரஜன் அமிலங்கள் ஒரு மூலக்கூறெடை சேர்மம் உண்டாக்கும் வெப்பம் (heats of formation) பின்வருமாறு :

$HF = 38{,}500$ கலோரிகள் $HCl = 22{,}000$ கலோரிகள்

$HBr = 12{,}100$ கலோரிகள் $HI = -6{,}940$ கலோரிகள்

ஆகவே, மேற்கண்ட அமிலங்களுடைய வினை வலிவைப் பின்வருமாறு குறிப்பிடலாம் :

$$HF > HCl > HBr > HI$$

இவ்வமிலங்களுடைய பொட்டாசியம் உப்புகளின் மூலக்கூறெடை சேர்மம் உண்டாகும் வெப்பமும் படிப்படியாக KFலிருந்து KI வரை குறைந்துகொண்டே வருகிறது. இது ஹாலஜன்களுடைய வீரியம் (activity), அவற்றின் அணு எண் உயர உயர குறைந்துகொண்டே வருகிறது என்பதைக் காட்டுவதாக அமைந்துள்ளது.

வீரியத்தன்மை : ஹாலஜன்களிலேயே ஃபுளூரின்தான் அதிக வீரியமுள்ளது. இது, குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகியவற்றை அதனதன் அயோடைடு சேர்மங்களிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி அடையச் செய்கிறது. குளோரின் ஃபுளூரினைவிட வீரியம் குறைந்தது; இது புரோமின், அயோடின் ஆகியவற்றை மட்டும் அவைகளின் அயோடைடு சேர்மங்களிலிருந்து விலக்குகிறது. அயோடின் எல்லாவற்றையும்விட மிகக் குறைந்த வீரியம் உடையது. அயோடின் எந்த ஹாலஜனையும் அதனுடைய சேர்மத்திலிருந்து விலக்குவதில்லை. ஆகவே,

$$F \xrightarrow{\text{வீரியம் குறைகிறது}} I$$

$F \quad Cl \quad Br \quad I$

அணு எண் : (9) (17) (35) (53)

ஆக்ஸிஜன் ஏற்கும் திறன் : மேலே பார்த்த இடப்பெயர்ச்சி வினைகளில் இருந்து ($F_2 + 2KCl \rightarrow 2KF + Cl_2$) ஃபுளூரின் மிகவும் வீரிய

மான ஆக்ஸிஜனேற்றி என்றும், அயோடின் ஆக்ஸிஜனேற்றும் தன்மையை மிகவும் குறைந்த அளவிலேயே பெற்றுள்ளது என்றும் நாம் அறிகிறோம். அதாவது,

$$F \xrightarrow[\text{குறைகிறது}]{\text{ஆக்ஸிஜனேற்றும் திறன்}} I$$

நிறம் நீக்கும் தன்மை: ஃபுளூரின் பல கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினைப்பட்டு, அவைகளைச் சிதைக்கிறது. குளோரின் வேகமாகவும் வீரியமாகவும் அங்கக வேதியல் நிறமுடைய சேர்மங்களை வெளுக்கிறது. புரோமின் மெதுவாக நிறம் நீக்குவதில் செயல்படுகிறது. அயோடின் செயல் முறையில் சேர்மங்களை வெளுப்பதே இல்லை. எனவே, நிறம் நீக்கும் தன்மையும் அணு எண் உயர உயரக் குறைந்துகொண்டே வருகிறது.

கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினை: ஃபுளூரின் அநேக கரிமச் சேர்மங்களை எரிக்கவல்லது. குளோரின் கரிமச் சேர்மங்களிலுள்ள ஹைட்ரஜனுடன் பதிலீட்டு வினையில் ஈடுபடுகிறது. பதிலீட்டு வினை புரோமினுடன் மெதுவாக நிகழ்கிறது. அயோடின் இவ்வினையில் பங்கெடுத்துக் கொள்வதில்லை.

காரத்தன்மை: இத்தொகுதியில் அணு எண் அதிகரிக்கும்பொழுது காரத் தன்மையும் அதிகரிக்கிறது. உதாரணமாக ஃபுளூரின் அமிலத் தன்மையைப் பெற்றிருக்கும்பொழுது, அயோடின் சிறிது காரத் தன்மையையும் பெற்றிருக்கிறது. அயோடினுடைய நேர்மின் தன்மைக்குச் சான்றுகள் (காரத் தன்மைக்கு) அயோடின் அத்தியாயத்தில் காண்க.

ஆக்ஸைடுகளும் ஆக்ஸி அமிலங்களும்: ஹாலஜன்களுடைய ஆக்ஸைடுகளைப் பார்ப்போமேயானால், மேலே பார்த்தபடி சீராகப் படிப்படியான மாறுதல்கள் இருப்பதாகத் தெரியவில்லை. F_2O, F_2O_2 ஆகிய ஆக்ஸைடுகளை ஃபுளூரின் தருகிறது. F_2O நிலையான ஆக்ஸைடாக இருக்கிறது. குளோரின், Cl_2O, ClO_2, Cl_2O_7 போன்ற பல நிலையான ஆக்ஸைடுகளைத் தருகிறது. இவைகள் பெரும்பாலும் வெடிக்கும் தன்மையுடையவைகளாகக் காணப்படுகின்றன. புரோமின் நிலையான ஆக்ஸைடுகளைத் தருவதில்லை. ஆனால், அயோடினுடைய ஆக்ஸைடுகள் மிகவும் நிலையானவைகளாக இருக்கின்றன. ஆக்ஸி அமிலங்களின் நிலையான தன்மை அவைகளில் இருக்கும் ஆக்ஸிஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைப் பொறுத்திருப்பதாக அறியப்படுகிறது; எந்த ஆக்ஸி அமிலத்தின் மூலக்கூறில் ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் அதிக

மாக இருக்கின்றனவோ அந்த அமிலம் மிகவும் நிலையானதாக இருக்கிறது.

ஹாலஜன் இடைச் சேர்மங்கள் (Interhalogen compounds): எல்லா ஹாலஜன்களும் ஹாலஜன் இடைச் சேர்மங்களைத் தருகின்றன. (உ-ம்.) ClF, ClF_3, BrF_3, BrF_5, ICl, ICl_3, IF_5. ஹாலஜன் இடைச் சேர்மங்களில் இரண்டு வகையான ஹாலஜன்களே சேர்ந்திருக்கின்றன. பெரும்பாலும் மேலே குறிப்பிட்ட எல்லாச் சேர்மங்களையும் நேரடியாக ஹாலஜன்களை, தகுந்த சூழலில் வினைப்படுத்துவதன்மூலம் பெறலாம்.

ஃபுளூரினுடைய தனிப் பண்புகள்

தனிம அட்டவணையில் ஒவ்வொரு தொகுதியிலும் உள்ள முதல் தனிமம் தனக்கே உரித்தானதும் அந்தத் தொகுதியில் உள்ள மற்றத் தனிமங்கள் காட்டாததுமான விசேஷ குணங்களையும் பெற்றிருக்கிறது. H, Li, Be, B, C, N, O, F ஆகிய தனிமங்களின் பண்புகளை ஆராய்ந்து பார்த்தால் இவ்வுண்மை தெரியவரும். மூலை விட்டத் தொடர்பினால் (diagonal relationship) ஒரு தொகுதியின் முதல் தனிமம் தனிம அட்டவணையில் வலப் பக்கமுள்ள அடுத்த தொகுதியில் உள்ள இரண்டாவது தனிமத்தைப் பல பண்புகளில் ஒத்துள்ளது. சான்றாக, ஃபுளூரின் மற்ற ஹாலஜன்கள் காட்டாத பல பண்புகளைக் காட்டுவதை முன்பே கண்டோம். ஆகையால், ஃபுளூரினை ஒரு விசேஷ ஹாலஜன் தனிமம் என்று அழைப்பார்கள்.

ஹைட்ரோ ஃபுளூரிக் அமிலத்தின் கொதிநிலை மற்ற ஹாலஜன் அமிலங்களுடைய கொதிநிலைகளைவிட அதிகமாக இருக்கிறது.

$$HF\ 19{\cdot}4^\circ;\ HCl\ -83{\cdot}1^\circ;\ HBr\ -67{\cdot}51^\circ;\ HI\ -35{\cdot}5^\circ$$

நீரானது எந்த அளவிற்கு, ஆறாவது தொகுதியிலுள்ள மற்றத் தனிமங்களின் ஹைட்ரைடுகளிலிருந்து (H_2S, H_2Se) வேறுபட்டிருக்கிறதோ அந்த அளவிற்கு HFவும் மற்ற ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளிலிருந்து பண்புகளில் வேறுபட்டுக் காணப்படுகிறது. நீரில் மூலக்கூறு இணக்கம் நிகழ்வது போலவே, HF-லும் மூலக்கூறு இணக்கம் (association) ஹைடிரஜன் பிணைப்பினால் நிகழ்கிறது. நீரும் ஹைட்டிரஜன் ஃபுளூரைடும் அயனியாக்கும் கரைப்பான்களாகச் செயல்படுகின்றன. HF, H_2O ஆகிய இரண்டும், சல்ஃபர் ட்ரைஆக்ஸைடு, குரோமிக் அமிலம், பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு ஆகியவற்றுடன் இணைகின்றன.

(a) $SO_3 + HF \rightarrow H.SO_3F$

$SO_3 + H_2O \rightarrow H.SO_3.OH$

(b) $CrO_3+H_2F_2 \rightarrow CrO_2F_2+H_2O$

$CrO_3+H_2O \rightarrow H_2CrO_4 \rightarrow CrO_2(OH)_2$

(c) $P_2O_5+4HF \rightarrow 2HO.PO.F_2+H_2O$

$P_2O_5+3H_2O \rightarrow 2[HO.PO.(OH)_2]$ அல்லது H_3PO_4

நீரானது Na_2Oவுடன் வீரியமாக வினைபுரிவதுபோலவே H_2F_2ம் Na_2F_2வுடன் வீரியத்துடன் வினைபுரிகிறது.

$Na_2O+H_2O \rightarrow 2NaOH$

$Na_2F_2+H_2F_2 \rightarrow 2NaHF_2$

ஆவியாதல், உருகுதல், கரைதல் ஆகிய தன்மைகளில் ஃபுளூரைடுகளும் ஆக்ஸைடுகளும் ஒத்துக் காணப்படுகின்றன. HF, H_2O ஆகிய இரண்டின் பாய்தன்மையும் (fluidity) ஒன்றாக இருக்கின்றன. மேலும் எந்த ஒரு தனிமமும், ஃபுளூரைடு, ஆக்ஸைடு ஆகிய சேர்மங்களில்தான் அதன் அதிக இணைதிறனைக் காட்டுகிறது.

ஆகவே, மேற்கண்ட சான்றுகளினின்றும் ஃபுளூரின் ஏழாவது ஹாலஜன் உபதொகுதியின் விசேஷப் பண்புகளுடைய தனிமம் என்பது தெள்ளிதின் புலனாகும்.

27-a. மாங்கனீசு

(Manganese)

ஆவர்த்தனத் தனிம அட்டவணையில் மாங்கனீசின் இடம் : *Mn, Tc, Re* முதலிய தனிமங்கள் ஏழாவது இடைநிலைத் தனிம உட்பிரிவைச் சேர்ந்தவை. மாங்கனீசு அணுவின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு—2, 8, 13, 2 ; அதாவது $(n-1)d^5$, ns^2.

ஏழாவது முக்கியத் தொகுதியிலுள்ள ஹாலஜன்களுடன் ஒப்பிடுகை : உப்பீனிகள் ns^2, np^5 எலெக்டரான் அமைப்பையும், மாங்கனீசு $(n-1)d^5$, ns^2 அமைப்பையும் கொண்டன. எனினும், x^{+7} ஹாலஜன் அயனியும் Mn^{+7} அயனியும் மந்த வாயு எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றுள்ளதால், இந்த +7 இணைதிறன் நிலையில் இவற்றிற்கு இடையே சில ஒத்த பண்புகள் காணப்படுகின்றன : (1) $[MnO_4]^-$ மற்றும் $[ClO_4]^-$ அயனிகளில் நான்முகப் பிணைப்புகள் (tetrahedral bonds) உள்ளன. Mn_2O_7, Cl_2O_7 என்பவை வெடிக்கும் தன்மையுள்ள ஆக்ஸைடுகள் ; $KMnO_4$ மற்றும் $KClO_4$ என்ற இரண்டும் ஒத்த படிக வடிவின ; $AgClO_4$, $AgMnO_4$ என்ற இரண்டும் நீரில் கரையா. ஆவர்த்த அட்டவணையின் வலது கோடியிலும் இடது கோடியிலும் உள்ள தொகுதிகளின் உட்பிரிவிலடங்கிய தனிமங்களுக் கிடையே பண்புகளில் ஒற்றுமைகளைக் காட்டிலும் வேற்றுமைகளே அதிகம். முதல் மற்றும் ஏழாம் தொகுதிகளின், உட்பிரிவிலடங்கிய தனிமங்களின் பண்புகளைக் கொண்டு இவ்வுண்மை நன்கு விளங்கும்.

தோற்றம் : இதன் முக்கியக் கனிமம் பைரோலுசைட்டு (MnO_2). ரஷியா, தென் ஆஃபிரிக்கா, இந்தியா முதலிய நாடுகளில் இது கிடைக் கிறது. இந்தியாவில் நாகபுரி, விசாகப்பட்டினம், மைசூர் போன்ற இடங்களில் பெருமளவில் கிடைக்கிறது. அதிர்ஷ்டவசமாக இந்தியா வில்தான் அதிக அளவில் இத் தாது கிடைக்கிறது ; இந்தியாவுக்கு அடுத்தபடியாக ரஷியாவில் இத் தாது அதிகம் கிடைக்கிறது.

உலோகவியல் : தூய மாங்கனீசு டைஆக்ஸைடு 940°-க்குச் சூடேற்றச் செந்நிற Mn_3O_4 ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது; பின்னதை அலுமினியத்தால் ஒடுக்க மிக்க வெப்பத்துடன் இவ்வுலோகம் கிடைக்கிறது. MnO_2ஐ நேரடியாக அலுமினியத்தினுல் ஒடுக்கினுல் தீவிரமான வினை நடைபெறுவதால் கருநிற MnO_2ஐ Mn_3O_4ஆக மாற்றுகிரோம்.

$$3MnO_2 \xrightarrow{\triangle} Mn_3O_4 + O_2$$

$$3Mn_3O_4 + 8Al \rightarrow 9Mn + 4Al_2O_3 + 60{\cdot}2 \text{ கி. கலோரிகள்.}$$

இவ்வுலோகத்திற்குத் தனிப்பட்ட உபயோகம் கிடையாது. ஆனுல், இதன் இரும்பு உலோகக் கலவைகள், [(ferromanganese: 80% Mn, 20% Fe), (Spiegeleisen: 25% Mn, 5% C, 70% Fe)] எஃகு தயாரிக்கும் பொழுது அதிலுள்ள மாசுகளான ஆக்ஸிஜன் மற்றும் சல்ஃபரை நீக்கப் பெருமளவில் பயன்படுகின்றன.

மாங்கனீசு மற்றும் இரும்பு ஆக்ஸைடுகளைக் கலந்து, ஊதுலையில் கார்பன் அல்லது COஆல் ஒடுக்கி ஃபெர்ரோ மாங்கனீசைப் பெறலாம். எஃகில் மாங்கனீசு இரு வகைகளில் செயல்படுகிறது—(1) ஆக்ஸிஜன் மற்றும் சல்ஃபரை எஃகிலிருந்து நீக்குகிறது; (2) 14% வரை Mnஐ எஃகில் சேர்த்தால் அதைக் கடினமானதாக்கவும் உராய்வினுல் (friction) ஏற்படும் தேய்வைத் தடுக்கவும் பயனுகிறது.

மாங்கனீசின் உலோகக் கலவைகள் : (a) 1% Mn உள்ள மாங்கனீசு எஃகு ரயில் தண்டவாளங்கள் செய்யவும், 14% வரை மாங்கனீசு உள்ள மாங்கனீசு எஃகு கலவை, பாறைகளை உடைக்க உதவும் பாகங்களைச் செய்யவும், பாதுகாப்பான, எளிதில் உடைக்க முடியாத இரும்புப் பெட்டிகளைச் செய்யவும் பயன்படுகின்றது. (b) மாங்கனின் கலவையில் (Manganin) Cu, Mn, Ni முதலியன உள்ளன. இவ்வுலோகக் கலவை, தடைச் சுருள்கம்பிகள் (resistance coil) செய்ய உதவுகிறது.

பண்புகள் : இது சிறிது சிவப்பு கலந்த சாம்பல் நிறமுள்ள உலோகம். இது நீருடனும் நீர்த்த அமிலங்களுடனும் வினைப்பட்டு ஹைட்ரஜனை விலக்குகிறது.

சேர்மங்கள்

பொது : ஒரு தனிமத்தின் சேர்மங்களினுடைய பண்புகள் எவ்வாறு அதன் இணைதிறனைப் பொறுத்திருக்கிறது என்பதை மாங்கனீசினுடைய வேதியியலைக் கற்கும்போது மிகத் தெளிவாகத் தெரிகிறது. குறைந்த ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில் உள்ள Mn அயனிகள் எதிர் அயனிகள் (அதாவது, நேர்மின்னேற்றமுடையன—Mn^{+2}, Mn^{+3}); இவை கார ஆக்ஸைடுகளையும் ஹைட்ராக்ஸைடுகளையும் தரு

கின்றன. இதற்கு மாருக அதிக இணைதிறனுள்ள Mn அயனிகள் (அலோகங்களைப்போல ஒருவாறு) நேர் அயனிகளாக இருக்கின்றன. (அதாவது, எதிர் மின்னேற்ற முடையன—MnO_4^-, MnO_4^{-2}); இவைகள் அமில ஆக்ஸைடுகளிலிருந்து பெறப்பட்டவை (MnO_3, Mn_2O_7).

மாங்கனீசு $+1, +2, +3, +4, +5, +6, +7$ இணைதிறன்களைக் காட்டினாலும் $+2, +7$ நிலையில்தான் திண்மநிலையிலும் நீர்க் கரைசல்களிலும் நிலைத்திருக்கும்; மற்ற இணைதிறன்களில் அணைவுகளிலும், நீரில் கரையாத சேர்மங்களிலுமே நிலையானது. Mn^{+3}, MnO_4^- சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றிகள். அட்டவணையில் (பக்கம் 257) Mn-ன் ஏழு வித இணைதிறன்களைப்பற்றிய தகவல்கள் சுருக்கமாக, தெளிவாக மனத்தில் பதியும்படி கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

ஈரிணைதிறன் சேர்மங்களில் மிக முக்கியமான $MnSO_4 . 5H_2O$ மற்றும் $MnCl_2 . 4H_2O$ உப்புகளை முறையே MnO_2உடன் அடர் H_2SO_4 மற்றும் அடர் HClஉடன் வினைப்படுத்திப் பெறலாம். Mn^{+2} உப்புகள் இளஞ் (ரோஜா) சிவப்பு நிறமுள்ளவை; வேறெந்த அயனியும் சாதாரணமாக இவ் வண்ணம் பெற்றில்லை. மாங்கனீஸ் உப்புகளுடன் $NaOH$ கரைசலைச் சேர்க்க $Mn(OH)_2$ முதலில் வெண்மையான வீழ்படிவாக வரும்; பிறகு ஆக்ஸிஜனால் ஏற்றமடைந்து $MnO(OH)$ ஆக (பழுப்பு நிறம்) மாறுகிறது. Mn^{+2} அயனி $KMnO_4$ ஆல் சூடான நடுநிலைக் கரைசல்களில் MnO_2 ஆக ஏற்றமடைகிறது.

$$2MnO_2+2H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4+2H_2O+O_2$$
$$MnO_2+4HCl \rightarrow MnCl_2+Cl_2+2H_2O$$
$$3Mn^{+2}+2MnO_4^-+2H_2O \rightarrow 5MnO_2\downarrow+4H^+$$
$$3MnSO_4+2KMnO_4+2ZnO \rightarrow 5MnO_2\downarrow+K_2SO_4+2ZnSO_4$$

ஈற்றில் காட்டிய இரண்டு சமன்பாடுகளிலும் நிகழும் வினைகளால் மாங்கனஸ் சேர்மத்தை $KMnO_4$ஆல் $ZnSO_4$, ZnO முன்னிலையில் ஒல்ஹார்டு (Volhard) முறையில் அளவறி முறைப்படி கண்டறியலாம்.

மூவிணை திறனுள்ள Mn சேர்மங்கள் நிலையற்றவை; திண்மங்களிலும் இரட்டை உப்புகளிலும் அணைவுகளிலுமே இவை நிலையாய் இருக்கும். $Mn_2(SO_4)_3$ மாங்கனீக சல்ஃபேட்டைப் பெற $MnSO_4+$ மிகையான H_2SO_4 கலவையை மின்சாரத்தால் ஏற்றமடையச் செய்ய வேண்டும். இது சிவப்பு நிறமுடைய சேர்மம். இதை நீரில் கரைத்தால் MnO_2 ஆகவும் Mn^{+2} ஆகவும் சிதைகிறது :

$$2Mn^{+3}+2H_2O \rightarrow Mn^{+2}+MnO_2\downarrow+4H^+$$

இணை திறன்	நீரில் அயனி	நிறம்	ஆக்ஸைடின் பண்பு	சேர்மம்	அணைவுகள்	குறிப்பு
+1	Mn^{+1}				$K_5Mn(CN)_6$	அணைவுகள் மட்டிலுமே நிலையானது
+2	Mn^{+2}	இளஞ் சிகப்பு	காரம் MnO	$MnSO_4$ $MnCl_2$ MnS	$K_4Mn(CN)_6$	நிலையானது
+3	நிலை யற்றது		ஈரியல்பு Mn_2O_3	$Mn(OAC)_3$ $Mn_2(SO_4)_3$	$K_3Mn(CN)_6$ $K_3[Mn(OX)_3]$	அணைவுகளில், திண்மநிலையில், நீரில் கரையாத சேர்மங்களில் நிலையானது
+4	இல்லை		கொஞ்சம் அமிலம் MnO_2	MnO_2 கருமை	K_2MnF_6	MnO_2 ஆக்ஸிஜனேற்றி
+5	இல்லை	நீலம்	அமிலம் Mn_2O_5	$Ba_3(MnO_4)_2$		திண்மநிலையிலுள்ள காரங்களுடன் உருக்கினால் பெறலாம்
+6	MnO_4^{-2}	பச்சை	அமிலம் MnO_3	$BaMnO_4$ K_2MnO_4		காரக் கரைசலிலும் திண்ம நிலையும் நிலைத்திருக்கும்
+7	MnO_4^-	ஊதா	வலிவுள்ள அமிலம் Mn_2O_7	$KMnO_4$		வீரியமுள்ள ஏற்றி; $MnO_4^{-2}+$ அமிலம் $\rightarrow MnO_2+MnO_4^-$

நான்கிணை திறனிலுள்ள முக்கியமான சேர்மம், மாங்கனீசு டையாக்ஸைடு, MnO_2. இது நீரில் கரையாது; இதனுடைய வாய்பாடு $MnO_{1.93}$. ஆகையால், இச்சேர்மம் திட்ட விகித விதிக்கு விலக்கானது. இதைப் பின்வருமாறு தூயநிலையில் தயாரிக்கலாம் :

$$Mn(NO_3)_2 \xrightarrow[200^\circ]{\Delta} MnO_2 + 2NO_2$$

இக் கரிய நிற ஆக்ஸைடு வெப்பத்தால் சிதையும்; சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தோடு மாங்கனீசு டை தையனேட்டைத் (dithionate) தரும்; HCl-ஐ ஏற்றமடையச் செய்து Cl_2 தரும்.

$$3MnO_2 \xrightarrow[940^\circ]{\Delta} Mn_3O_4 + O_2$$

$$MnO_2 + 2H_2SO_3 \rightarrow MnS_2O_6 + 2H_2O$$

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

MnO_2 மின்கடத்தி; வாய்பாட்டில் கண்டுள்ளதைக் காட்டிலும் குறைவான ஆக்ஸிஜனுள்ளதால், இத்தகைய சேர்மங்கள் மின்கடத்திகளாகச் செயல்படுகின்றன. MnO_2 தான் மாங்கனீசின் மிக முக்கிய சேர்மம். இதிலிருந்து மற்றவைகள் பெறப்படுகின்றன. கண்ணாடியில் உள்ள பச்சை நிறத்தை நீக்கவும் லெக்லான்சி மின்கலங்களிலும் உலர் மின்கலங்களிலும் (dry cells) மின்முனைவாக்கம் நீக்கியாகவும் (depolariser), $KMnO_4$ தயார் செய்யவும், பெயின்டுகளில் 'உலர்த்தி' (drier) ஆகவும் MnO_2 பயனாகிறது.

ஐந்து இணைதிறனுள்ள சேர்மங்கள் : உருகிய காரக் கலவைகளில்தான் நிலையாய் இருக்கும்; அப்பொழுது அதன் நிறம் நீலம்.

$$MnO_2 + BaO \xrightarrow[900^\circ]{\text{காற்று}} Ba_3(MnO_4)_2$$

ஐந்து இணைதிறனுள்ள மாங்கனேட்டு (manganite) அயனி, MnO_4^{-3}. இது நீரில் சிதைகிறது :

$$2MnO_4^{-3} + 4H^+ \rightarrow MnO_4^{-2} + MnO_2 + 2H_2O.$$

ஆறு இணைதிறனுள்ள மாங்கனேட்டு அயனி : MnO_4^{-2} பச்சை நிறங்கொண்டது; இதைக் காற்றின் முன்னிலையில் MnO_2 மற்றும் KOH-யும் உருக்கிப் பெறலாம்.

$$2KOH + MnO_2 + [O] \rightarrow K_2MnO_4 + H_2O$$

பொட்டாசிய மாங்கனேட்டை நீரில் கரைத்தவுடன் அதில் உள்ள ஒரு பகுதி பெர்மாங்கனேட்டு (MnO_4^-) அயனியாக ஏற்றமும்,

மற்றப் பகுதி MnO_2 (அதாவது Mn^{+4})ஆக ஒடுக்கமும் அடைகிறது. இந்தத் தானே ஏற்ற ஒடுக்கவினை (auto oxidation and autoreduction) அமிலங்களில் துரிதமாக நிகழ்கிறது.

$$K_2MnO_4+2H_2O \rightarrow H_2MnO_4+2KOH$$
$$3H_2MnO_4 \rightarrow 2HMnO_4+2H_2O+MnO_2\downarrow$$
$$3MnO_4^{-2}+4H^+ \rightarrow 2MnO_4^-+MnO_2\downarrow+2H_2O$$

அமிலத்தைச் சேர்ப்பதற்குப் பதிலாக CO_2ஐ K_2MnO_4 கரைசலில் செலுத்தினாலும் பெர்மாங்கனேட்டு இலகுவில் கிடைக்கிறது.

$$3K_2MnO_4+2CO_2 \rightarrow 2KMnO_4+2K_2CO_3+MnO_2$$

பேரியம் மாங்கனேட்டை ($BaMnO_4$) பச்சை நிறப் பொருளாகப் (pigment) பயனாக்குகிறார்கள்.

ஏழு இணைதிறனுள்ள மாங்கனீசு அயனி: பெர்மாங்கனேட்டு, MnO_4^-: இவ்வயனியில்தான் ஏழாவது ஆவர்த்தனத் தொகுதியிலுள்ள Mn-ன் உச்ச இணைதிறன் தோன்றியிருக்கிறது. இதன் அமிலத்தைப் பின்வருமாறு தயாரிக்கலாம்:

$$Ba(MnO_4)_2+H_2SO_4 \xrightarrow{0^\circ} 2HMnO_4+BaSO_4\downarrow$$

பூஜ்ய டிகிரிக்குமேல் இவ்வமிலம் MnO_2, H_2O மற்றும் O_2ஆகச் சிதைகிறது.

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு, $KMnO_4$ (Potassium permonganate): இது வாணிப முறையில் பெருவாரியாகத் தயாரிக்கப்படும் மிக முக்கிய சேர்மம். MnO_4^- அயனியில் Mn-ல் ஒற்றைப் படை எலெக்ட்ரான்கள் (2, 8, 8 on Mn in MnO_4^- அயனி) இல்லாதிருந்தபோதிலும், இது அழகிய ஊதா நிறம் கொண்டுள்ளது. இவ் வீரியம் மிக்க ஆக்ஸிஜனேற்றி சூட்டில் பின்வரும் வகைகளில் சிதைகிறது:

$$2KMnO_4 \xrightarrow[240^\circ]{\Delta} K_2MnO_4+MnO_2+O_2$$

$$10KMnO_4 \xrightarrow{\text{செஞ்சூடு}} 3K_2MnO_4+2K_2O\cdot 7MnO_2+6[O_2]$$

இது மிகச் சிறந்த ஏற்றியாகக் கார, அமில, நடுநிலைகளில் செயல் புரிவதைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகள் தெள்ளிதின் காட்டும். பருமனறி முறையில் ஒடுக்கிகள் அளவைக் கணக்கீடு செய்ய உதவுகிறது. நடுநிலையில் ஊதாநிற MnO_4^- அயனி நிறமற்ற Mn^{+2} அயனியாய் விடுவதால், சுயகாட்டியாகப் (auto-indicator) பணிபுரிகிறது. அமிலங்

களில் Mn^{+2} நிலைக்கும், நடுநிலை மற்றும் காரங்களில் MnO_2 ஆகவும், மிகக் காரமான நிலையில் MnO_4^{-2} ஆகவும் பெர்மாங்கனேட்டு ஒடுக்க மடைகிறது. Fe^{+2}, SO_3^{-2}, $C_2O_4^{-2}$ (ஆக்ஸலேட்டு அயனி) போன்றவை இதனால் ஏற்றமடைகின்றன; இது சிறந்த தொற்று நீக்கி. $KMnO_4+AgNO_3$ கலவையின் கரைசல் ஹைட்ரஜனை அறை யின் வெப்பநிலையில் உறிஞ்சும்.

(i) அமிலமயமான ஊடகத்தில் (acidic medium) பொதுவாக நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலம் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது:

$$2KMnO_4+3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4+2MnSO_4+3H_2O+5[O]$$

$$MnO_4^-+8H^++5e^- \rightarrow Mn^{+2}+4H_2O$$

$$Mn^{+7} \xrightarrow[+5e^-]{} Mn^{+2}$$

ஆகையால், $5[O] \equiv 2KMnO_4$. எனவே, $KMnO_4$-ன் சமான எடை $=$ மூலக்கூறெடை $\div 5$. HCl உள்ள கரைசலில் Cl^- அயனி ஏற்ற மடைந்து குளோரினாக வெளியேறுவதால், HClஐ உபயோகிக்கக் கூடாது. இங்கு இவ் வினையில் பெறப்பட்ட $MnSO_4$ சுயவேக மாற்றி யாக (auto-catalyst) செயல்படுகிறது.

(ii) காரமயமான ஊடகத்தில், ஏற்றவினை வீரியம் குறைந்து நிகழ்வதால், கரிம வேதியியலில் இவ்வகை ஆக்ஸிஜனேற்ற முறை பெரிதும் வழக்கத்தில் உள்ளது; இதில் MnO_2 வீழ்படிவாகக் கிடைக் கிறது.

$$2KMnO_4+2KOH \rightarrow 2K_2MnO_4+H_2O+[O]$$

$$2K_2MnO_4+2H_2O \rightarrow 2MnO_2\downarrow+2[O]+4KOH$$

$$Mn^{+7} \xrightarrow[+3e^-]{} Mn^{+4}$$

இங்கு $KMnO_4$-ன் சமான எடை $=$ மூலக்கூறெடை$\div 3$

(iii) நடுநிலையான ஊடகக் கரைசல்களில் (neutral medium), MnO_2 வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

$$2KMnO_4+H_2O \rightarrow 2KOH+2MnO_2\downarrow+3[O]$$

இந்நிலையில் H_2S, சோடியம் தயோசல்பேட்டு போன்றவை ஏற்ற மடைகின்றன:

$$2KMnO_4+4H_2S \rightarrow 2MnS+S\downarrow+K_2SO_4+4H_2O$$

$$8KMnO_4+3Na_2S_2O_3+H_2O \rightarrow 3Na_2SO_4+2KOH+3K_2SO_4+8MnO_2$$

பொடியாக்கப்பட்ட $KMnO_4$ உடன் குளிர்விக்கப்பட்ட அடர் H_2SO_4ஐச் சேர்த்துக் குறைந்த அழுத்தத்தில் காய்ச்சி வடித்தால் கரும்

பச்சைநிற Mn_2O_7 படிகங்களைப் பெறலாம். $-5°$க்கு மேல் இது சிதையும்; சூடேற்றினால் வெடித்துத் சிதறும். இது அசட்டிக் அமிலத்தில் கரையும் வீரியமுள்ள ஆக்சைடு; $KMnO_4$ஐக் காட்டிலும் மிக வலிவுள்ள ஏற்றியாகும் Mn_2O_7.

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டை வாணிப முறையில் பெறும் வழி: பைரோலூசைட்டு தாதுவைப் பொடியாக்கி KOH உடன் காற்றுப்படும்படி உருக்கினால் பச்சைநிறப் பொட்டாசியம் மாங்கனேட்டு கிடைக்கும். பின்னதை நீரில் கரைத்துக் குளோரினைச் செலுத்தியோ மின்முறையில் எதிர்மின்முனையில் ஏற்றமடையச் செய்தோ பெறலாம்:

$$4KOH+2MnO_2+O_2\rightarrow 2K_2MnO_4+2H_2O.$$

(a) $2K_2MnO_4+Cl_2\rightarrow 2KCl+2KMnO_4$

(b) $2K_2MnO_4+H_2O+[O]\rightarrow 2KMnO_4+2KOH$

(c) $MnO_4^{-2}-e^-\rightarrow MnO_4^-$

பகுப்பு முறையில் கண்டறிதல்: (1) மாங்கனீசு உள்ள கரைசலில் நீர்த்த H_2SO_4 சேர்த்துச் சோடியம் பிஸ்மதேட் பொடியால் ($NaBiO_3$) ஏற்றமடையச் செய்தால், ஊதாநிற MnO_4^- அயனி கரைசலில் தெரிகிறது. (2) மாங்கனீசு சேர்மக் கரைசலைப் பொட்டாசியம் பெர்சல்பேட்டு, $AgNO_3$ கரைசல் துளிகள் (வேகமாற்றியாக இது செயல்படுகிறது) சூடான HNO_3 ஆகியவற்றுடன் வினைப்படுத்தினால், ஊதா நிற MnO_4^{-2} தோன்றுகிறது.

28. எட்டாம் தொகுதித் தனிமங்கள்
(VIII Group Elements)

இரும்புப் பிரிவு மும்மைகளின் பௌதிக மாறிலிகள்

குறியீடு	அணு எண்	e^- அமைப்பு	அடர்த்தி	உ. நி.	கொ. நி.	அணு ஆரம்	அயனி ஆரம் M^{+2}	இணை திறன்
Fe	26	2, 8, 14, 2	7·86	1528	2735	1·24	0·73	2, 3, 6
Co	27	2, 8, 15, 2	8·83	1490	3100	1·25	0·71	2, 3, 6
Ni	28	2, 8, 16, 2	8·90	1452	2840	1·24	0·70	2, 3

தனிம அட்டவணையின் எட்டாம் தொகுதி விசேஷத் தன்மை யுடையது. இத்தொகுதியில் *Fe*, *Co*, *Ni* என்ற சுமார் 8 ஒப்பு அடர்த்தி உடைய மூன்று அயர்ன் பிரிவு மும்மை உலோகங்கள் படுகையாக முதல் வரிசையில் உள. அடுத்துச் சுமார் 12 ஒப்பு அடர்த்தியையுடைய *Ru*, *Rh*, *Pd* என்ற மும்மைகள் உள. மூன்றும் வரிசையில் சுமார் 22 ஒப்பு அடர்த்தியுடைய *Os*, *Ir*, *Pt* மும்மைகள் உள. அட்டவணையின் மற்றப் பகுதிகளில் காணப்படுவது போல எட்டன் தொகுதியில் இரண்டு உபதொகுதிகள் கிடையாது; அதற்கு பதிலாக ஒன்பது உலோகங்கள் மூன்று வரிசைகளில் மூன்று மும்மைகளாக (triads) அமைந்துள்ளன. முதல் வரிசை அயர்ன் மும்மைகள் சிறிது வீரியம் உள்ளவை; ஆனால், மற்ற இரண்டு வரிசை பிளாட்டின குடும்ப மும்மைகள் மந்தமாகச் செயல்படுபவை.

எலெக்ட்ரான் அமைப்பு: *Fe-Co-Ni* என்ற உலோக அணுக்களில் வெளி ஷெல்லில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களும் ஈற்றயல் உப ஷெல்லில் முறையே 6, 7, 8 எலெக்ட்ரான்களும் உள்ளன—[$(n-1)d^{6-8}$,

ns^2]. d உப ஷெல்லின் எலெக்ட்ரான் எண்ணிக்கையின் உச்ச வரம்பு பத்து. இந்த உச்ச வரம்பின் பாதி நிலை Mn தனிமத்தில் ஏற்படுகிறது. அடுத்த தனிமங்களான Fe, Co, Ni-களில் முறையே ஒவ்வொன்றிலும் ஓர் எலெக்ட்ரானும் ஒரு புரோட்டானும் சேர்க்கப்படுகிறது. அணுக் கருவின் நேர் மின்னேற்றம் படிப்படியாக அதிகரிக்கும்பொழுது, d உப ஷெல்லில் பாதி அளவு எலெக்ட்ரான்கள் நிரம்பிய அமைப்பின் நிலைப்புத் தன்மையும் படிப்படியாக அதிகமாகிறது. இதன் விளைவாக அயர்னில் உள்ள d^6 எலெக்ட்ரான்களில் ஒன்றும், ns^2 எலெக்ட்ரான்கள் இரண்டும் இழக்கப்பட்டு Fe^{+3} அயனி உண்டாகிறது. Co-விலும் Ni-லிலும் உள்ள அணுக்கருவின் நேர் மின்னேற்றம் அதிகமாவதால் d^7, d^8 அமைப்புகளிலிருந்து எலெக்ட்ரான்களை இழப்பது கடினமாதலால், (a) Co^{+3} அயனியை அணைவுகளில்தான் பெறமுடியும்; (b) Ni^{+3} அயனியைப் பெறுவது மிகக் கடினம்; இதைப் பெற மிக வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜனேற்றிகளைப் பயன்படுத்த வேண்டும்.

அயர்ன் மும்மைகளின் பொதுப் பண்புகள்: இவை தொழிற்றுறையில் மிகவும் பயன்படும் காந்த இயல்புள்ள உலோகங்கள்; வினைவேக மாற்றியாகப் பயனுகின்றன. இவை CO, NO போன்ற நடுநிலை மூலக்கூறுகள் இணைந்து, கார்பனைல், நைட்ரோசில் அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகின்றன. இவற்றின் நீரேறிய அயனிகள் பல நிறங்கள் பெற்றவை. Fe^{+2}—இளம் பச்சை, Fe^{+3}—பழுப்பு நிறம், Co^{+2}—நீலம், Ni^{+2}—பச்சை. இவ்வுலோகங்கள் பல பயனுள்ள உலோகக் கலவைகளைத் தருகின்றன.

பிளாட்டினம் தொகுதி உலோகங்களுக்கிடையே உள்ள ஒற்றுமை வேற்றுமைகளைப் பிளாட்டின உலோகப் பகுதியில் காண்க.

28-a. அயர்ன்

(Iron)

தோற்றம் : அலுமினியத்திற்கு அடுத்தபடியாகப் பெருவாரியாகக் கிடைக்கக்கூடிய உலோகம் இரும்பாகும். இவ்வுலோகம் தூயநிலையில் பெரும்பாலும் கிடைப்பதில்லை. இதனுடைய முக்கியமான தாதுப் பொருள்கள் பின்வருமாறு :

(a) ஹேமடைட், Fe_2O_3 (Haematite) ;

(b) மேக்னடைட், Fe_3O_4 (Magnatite) ;

(c) இரும்பு பைரைட்ஸ், FeS_2, (Iron pyrites) ;

(d) டேகோனைட், $FeOSiO_2$, (Techonite) ;

(e) சிடரைட் அல்லது ஸ்பேதிக் இரும்பு தாது, $FeCO_3$ (Siderite) ; விண்கல்லில் (meteorite) 60% முதல் 90% வரை இரும்பு காணப்படுகிறது.

இந்தியாவில் ரூர்க்கேலா, பிலாய், துர்க்காபூர், அசன்ஸால், பத்ராவதி, ஜேம்ஷெட்பூர் முதலிய பல இடங்களில் இரும்பு மற்றும் எஃகு (pig iron) ஆலைகள் உள்ளன.

வார்ப்பு இரும்பு தயாரிக்கும் முறை

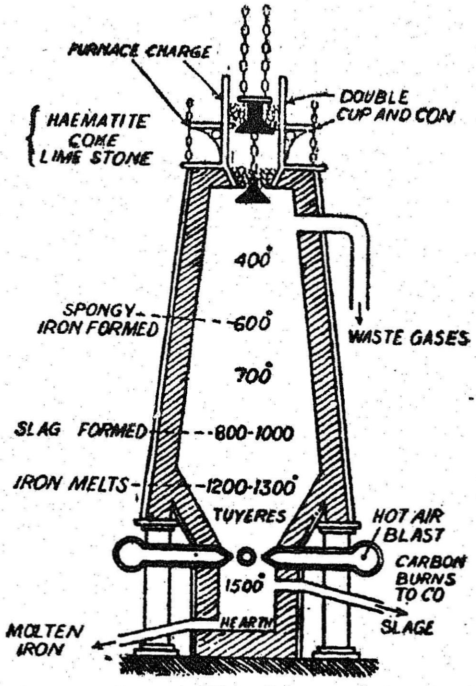
உலோகவியல் : பெரும்பாலும் ஆக்சைடு அல்லது கார்பனேட்டு தாதுக்களிலிருந்தே இவ்வுலோகம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

இத் தாதுக்களுடனிருக்கும் களிமண், மணல், போன்ற மாசுகளை நீக்க இத் தாதுக்கள் முதலில் நீரில் கழுவப்படுகின்றன. கழுவப்பட்ட தாது காந்த முறைப் பிரிவினைக்கு உட்படுத்தப்பட்டு மேலும் அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது.

நீற்றுதல் : அடர்ப்பிக்கப்பட்ட தாதுவை நீற்றுதலுக்கு உட்படுத்துகிறோம். அப்போது தாதுவைக் காற்றில் சூடு செய்கிறோம். ஹெமடைட், மேக்னடைட் ஆகியவற்றுக்கு நீற்றுதல் தேவையில்லை ; ஆனால், சிடரைட் போன்ற தாதுவிற்கு இது தேவைப்படுகிறது. நீற்றுதலின்போது நீர், கார்பன் டைஆக்சைடு, கந்தகம் ஆகியவை நீக்கப்

படுகின்றன; ஃபெரஸ் நிலையிலுள்ள சேர்மங்கள் ஃபெரிக் நிலையை எய்துகின்றன; தாது துளையுள்ளதாக (porous) மாறுகிறது.

உருக்குதல்: நீற்றுதலுக்கு உட்படுத்தப்பட்ட தாதுவைக் கல் கரியுடனும் (coke) சுண்ணாம்புக் கல்லுடனும் சேர்த்து ஊது உலையில் உருக்கவேண்டும். உட்புறம் வெப்பம் தாங்கவல்ல கல் அமைந்த எஃகினாலான ஓர் உலையை ஊது உலை (blast furnace) என்கிறோம். மேற்பக்கத்தில் தாதுவை உட்செலுத்த கிண்ணக் கூம்பு அமைப்பு உள்ளது. அடிப்பாகத்தில் இரண்டு திறப்புகள் உள்ளன. இதற்குச் சிறிது மேற்புறத்தில் சில குழாய்கள் உள்ளன. இதன் மூலம் 800° வரை சூடுபடுத்தப்பட்ட காற்று செலுத்தப்படுகிறது. மேற்கண்ட நீற்றுதல் செய்யப்பட்ட தாது, கரி, சுண்ணாம்புக்கல் ஆகியவைகளை இந்த ஊது உலையில் எடுத்துக்கொண்டு சூடு செய்யும்போது பின்



Blast furn

படம் 45

கண்ட வினைகள் நடைபெறுகின்றன. வெப்பநிலை மேற்புறத்திலிருந்து அடிப் பாகம் வரை மாறிக்கொண்டே வருகிறது. 300°-ல் இருந்து 2000° வரை வெப்பம் இருக்கிறது. அதற்கேற்றவாறு வினைகளும் நிகழ்கின்றன.

ஊது உலையின் அடியில் 2000° வெப்பநிலையில் சூடான காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனும் கரியும் சேர்ந்து கார்பன் டைஆக்சைடு உண்டாகிறது. கார்பன் டைஆக்சைடு மேல்நோக்கிச் செல்லும்போது கரியுடன் சேர்ந்து கார்பன் மோனாக்சைடு தோன்றுகிறது.

$$CO_2 + C \rightleftharpoons 2CO$$

சுமார் 600°-ல் சுண்ணாம்புக்கல் சிதைகிறது.

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

இங்கு உண்டாகும் கார்பன் டைஆக்சைடும், கார்பன் மோனாக்சைடாக ஒடுக்கமடைகிறது. இது Fe_2O_3-ஐ இரும்பாக ஒடுக்குகிறது.

$$3Fe_2O_3 + CO \xrightleftharpoons{400^\circ} 2Fe_3O_4 + CO_2 \uparrow$$

$$Fe_3O_4 + CO \xrightleftharpoons{500\text{–}700^\circ} 3FeO + CO_2 \uparrow$$

$$FeO + CO \xrightleftharpoons{700\text{–}900^\circ} Fe + CO_2 \uparrow$$

ஏறத்தாழ எல்லா Fe_2O_3-உம் ஒடுக்கமடைகின்றன. ஏதாவது ஒடுக்கமடையாவிட்டால் செஞ்சூட்டு நிலையிலுள்ள கரியால் அது ஒடுக்கமடைகிறது.

$$Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO \uparrow$$

சிலிகா போன்ற மாசுகள் CaOவுடன் சேர்ந்து கால்ஸியம் சிலிகேட்டு ($CaSiO_3$) கசடைத் தருகிறது.

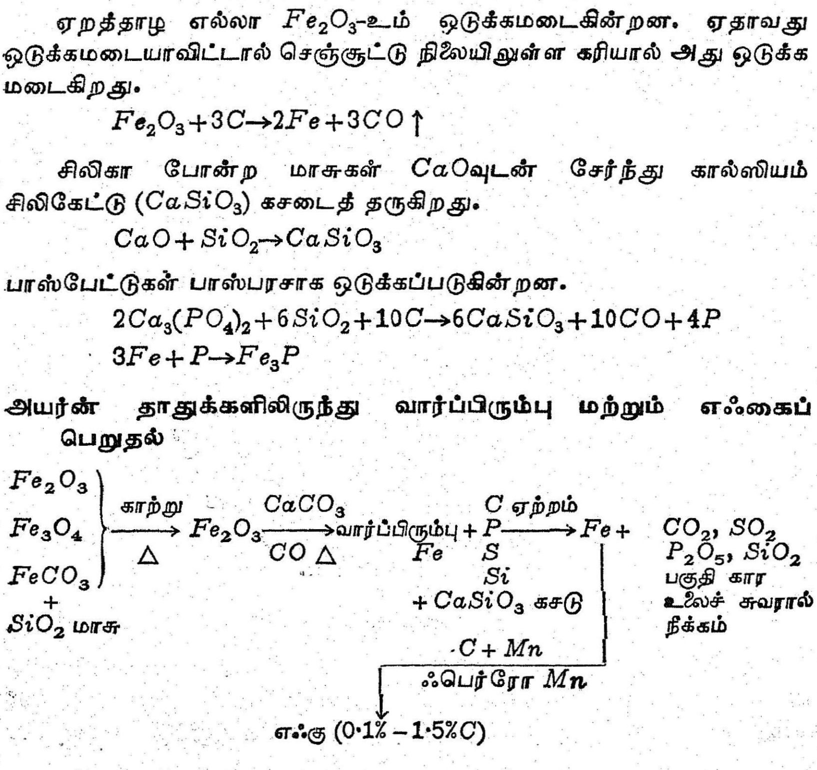
$$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$$

பாஸ்பேட்டுகள் பாஸ்பரசாக ஒடுக்கப்படுகின்றன.

$$2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 + 10C \rightarrow 6CaSiO_3 + 10CO + 4P$$

$$3Fe + P \rightarrow Fe_3P$$

அயர்ன் தாதுக்களிலிருந்து வார்ப்பிரும்பு மற்றும் எஃகைப் பெறுதல்



ஊதுலையில் மேல் பகுதியில் கசடும், அடியில் திரவநிலையில் இரும்பும் தனித்தனியே இருக்கின்றன. அடியில் உள்ள இரும்பு காற்றுடன் சேர்ந்து ஏற்றமடையாமல் மேல்புறம் உள்ள கசடு தடுக்கிறது. இவைகளை அவைகளுக்குரிய திறப்புகளின் வழியே வெளியில் தனித் தனியே எடுத்துவிடலாம். இப்படிக் கிடைக்கும் இரும்பில் கார்பன், சல்ஃபர், பாஸ்பரஸ், சிலிகன், மாங்கனீசு போன்ற மாசுகள் உள்ளன. இதை வார்ப்பிரும்பு என்கிறோம். இது 2·2%—4·5% கார்பனைக் கொண்டிருக்கிறது. இதில் Fe_3C, FeS, $FeSi$, Fe_3P ஆகியவைகளும் கலந்திருக்கும். இதைச் சாம்பல் நிற வார்ப்பிரும்பு, வெள்ளை வார்ப்பிரும்பு என இரு வகையாகப் பிரிக்கலாம். உருகிய இரும்பை மெதுவாகக் குளிர்வித்தால் சாம்பல் நிற வார்ப்பிரும்பு உண்டாகிறது; அதைத் திடீரென்று குளிர்வித்தால் வெள்ளை வார்ப்பிரும்பு கிடைக்கிறது. இது கடினமாகவும் உறுதியாகவும் உள்ளது; ஆனால், நொறுங்கக் கூடியது. இதை எளிதில் உருக்கலாம். குழாய்கள், இயந்திரங்களின் கனமான அடிப்பாகங்கள் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்க இது பயனாகிறது.

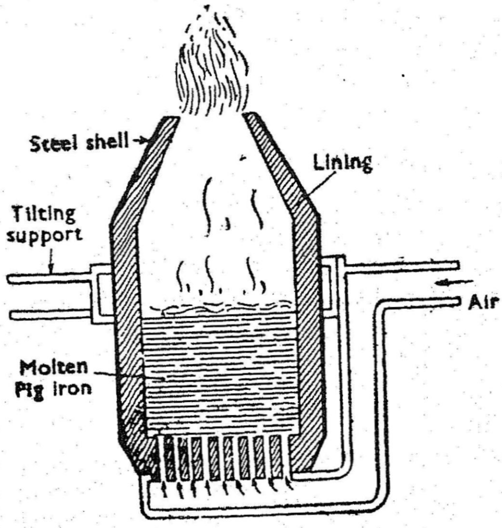
தேனிரும்பு (Wrought iron): இது சுமாராக சுத்தமான நிலையில் உள்ள இரும்பாகும். இது 0·10 to 0·25% கார்பனும், 0·25%-க்குக் குறைவாக கந்தகம், பாஸ்பரஸ், சிலிகன், மாங்கனீஸ் போன்ற மாசுகளையும் கொண்டுள்ளது. வார்ப்பிரும்புடன் இரும்புத் தூளைச் சேர்த்து Fe_2O_3ஆல் உட்புறம் பூசப்பட்ட எதிர்வெப்ப உலையில் சூடு செய்யவேண்டும். உருகிய இரும்பை நீண்ட தடிகளால் கலக்க வேண்டும். Fe_2O_3 இரும்புடன் உள்ள கார்பனுடன் சேர்ந்து CO-ஐத் தருகிறது. அது வெளிப்பட்டு எரிந்து CO_2ஆக நீக்கப்படுகிறது. சிலிகன், சல்ஃபர், மாங்கனீஸ், பாஸ்பரஸ் ஆகியவைகளும் ஏற்றமடைகின்றன. அவை Fe_2O_3-வுடன் சேர்ந்து ஃபெரஸ் சிலிகேட்டு கசடாக மாறுகின்றன. இரும்பு குழம்பாகக் கிடைக்கிறது. இதை வெளியில் எடுத்துச் சம்மட்டிகளால் அடித்துக் கசடை அகற்றினால் தேனிரும்பு கிடைக்கிறது. இது மிருதுவானது, உறுதியானது, வளையும் தன்மையுடையது. இது வளையுமே தவிர நொறுங்காது. கலப்பை, கம்பிகள், சங்கிலிகள், கீல்கள், லாடங்கள், மின்காந்தங்கள் ஆகியவை தயாரிக்கப் பயனாகிறது. ஆக்சிஜனேற்றத்திற்கும் அரிப்புக்கும் இது அதிகமாக உட்படுவதில்லை.

எஃகு (Steel)

இரும்பில் முக்கியமான வகை எஃகாகும். இது 0·5% முதல் 1·5% வரை கார்பனைக் கொண்டிருக்கும். இது வார்ப்பிரும்பிற்கும் தேனிரும்பிற்கும் இடையே நடுத்தரமான அளவு கார்பனைக் கொண்டிருக்கிறது. தேனிரும்புடன் தேவைப்படும் அளவு கார்பனைச் சேர்த்தோ அல்லது வார்ப்பிரும்பிலிருந்து அதிகப்படியாக உள்ள கார்பன், சல்ஃபர், பாஸ்

பரஸ், சிலிகன் ஆகிய மாசுகளை நீக்கியோ எஃகைத் தயாரிக்கிறார்கள். தற்போது பெரும்பாலும் வார்ப்பிரும்பிலிருந்தே எஃகு தயாரிக்கப்படுகிறது. அம்முறைகளைக் கீழே காண்போம்.

(a) பெசிமர் முறை (Bessemer Process): இங்குப் பயன்படுத்தப்படும் உலை எஃகு தகட்டினால் ஆனதாகும். இதன் உட்புறம் சிலிகாவினால் பூசப்பட்டுள்ளது. இதன் அடிப்பாகம் துளைகளுள்ளதாக இருக்-



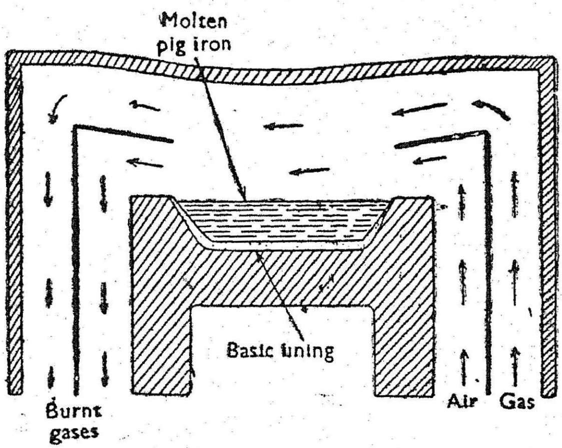
படம் 46.

கிறது. இதனுடன் பொருத்தப்பட்டுள்ள அச்சுத் தாங்கிகளில் பெசிமர் மாற்றுலை இணைக்கப்பட்டுள்ளதால், இந்த அமைப்பைக் கொண்டு முட்டை வடிவிலுள்ள இந்த உலையை எந்த நிலையிலும் இருக்கச் செய்யலாம்.

உலையைப் படுக்கை நிலையில் வைத்து உருகிய வார்ப்பிரும்பை இதனுள் பாயவிட வேண்டும். பிறகு உலையைப் பழைய நிலைக்குக் கொண்டுவந்து உலையின் அடித்தளத்தில் உள்ள காற்றுப் போக்கிகள் மூலம் காற்றைச் செலுத்தவேண்டும். வார்ப்பிரும்பிலுள்ள கார்பன், ஆக்சிஜனுடன் சேர்ந்து, கார்பன் மோனாக்சைடாக மாறி, நீல நிறத்துடன் எரிகிறது. சிலிகன், மாங்கனீஸ் ஆகியவை ஏற்றமடைந்து, ஆக்சைடுகளாக மாறி, அவையிரண்டும் வினைபுரிந்து, மாங்கனீஸ் சிலிகேட்டு என்ற கசடாக மாறுகின்றன. கார்பன் முழுவதும் ஏற்ற

மடைந்தவுடன் கார்பன் மோனுக்சைடு எரிவது அணையும். இப்போது உலையை மீண்டும் படுக்கை நிலைக்குக் கொண்டுவர வேண்டும்; காற்றுச் செலுத்துவதை நிறுத்தவேண்டும். தேவையான அளவு கார்பன், மாங்கனீஸ், இரும்பு மூன்றும் சேர்ந்த (spiegeleisen) என்ற இரும்புக் கலவையை உலையிலுள்ள இரும்புடன் சேர்க்கவேண்டும். இவ்வாறு எஃகு தயாரிக்கப்படுகிறது. பெசிமர் மாற்றுலையின் (Bessemer converter) உட்சுவர் டாலமைட்டு என்ற காரத் தீக்கற்களால் கட்டப் பட்டு இருந்தால், பாஸ்பரஸ், சல்ஃபர் போன்ற மாசுகள் அகற்றப் பட்டுவிடும்.

(b) **சீமன்ஸ்-மார்ட்டின் திறந்த உலைமுறை** (Seimen's-Martin Open Hearth Process) : இம்முறையைப் பயன்படுத்தி மொத்த எஃகு தயாரிப்பில் 80% தயாரிக்கப்படுகிறது. இம்முறை 1865ஆம் ஆண்டு மார்ட்டின் சகோதரர்களால் ஃபிரான்சில் தொடங்கப்பட்டது. தட்டையான மூசைபோன்ற ஓர் அமைப்பை உடைய மூடப்பட்டுள்ள எதிர்வெப்ப உலை (reverberatory furnace) இங்குப் பயன்படு கிறது. இவ்வுலையின் உட்புறம் மக்னீசியாவினுல் பூசப்பட்டுள்ளது.



படம் 47.

இதில் வார்ப்பிரும்பு, பழைய எஃகு பொருள்கள், ஹேமடைட் ஆகிய வைகள் எடுத்துக்கொள்ளப்பட்டு, உலை வாயுவினுல் (producer gas) இது சூடுசெய்யப்படுகிறது. இரும்பிலுள்ள கார்பன் ஹேமடைட்டால் ஏற்றமடைகிறது. சிலிகன், பாஸ்பரஸ், மாங்கனீஸ் ஆகியவைகளும் ஏற்றமடைந்து MgO-வுடன் சேர்ந்து மிதப்புக் கசடு உண்டாகிறது. சல்பர் ஏற்றமடைந்து சல்பர்-டை-ஆக்சைடாக நீக்கப்படுகிறது. இது

சுமார் 8 மணிநேரம் நிகழ்ந்தவுடன் உலையிலிருக்கும் இரும்பைச் சிறிது எடுத்துச் சோதித்துப் பார்க்கவேண்டும். சரியான அளவில் கார்பன் இரும்புடன் இருந்தால் சூடுபடுத்துவதை நிறுத்தவேண்டும். இதனுடன் Fe-Mn-C கலவையையோ அல்லது இரும்பு-டைட்டேனியம் உலோகக் கலவையையோ சேர்த்துச் சூடுசெய்து எஃகின் குணத்தைச் சீர் படுத்தலாம்.

பெசிமர் முறையைவிட இம்முறையே சிறந்தது. ஏனெனில், இம் முறையில் கிடைக்கும் எஃகு மேன்மையானது. இம்முறையில் வெப்ப நிலையை நாம் விரும்பியவாறு கட்டுப்படுத்தலாம். ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு உள்ள வார்ப்பிரும்பைத்தான் பயன்படுத்தவேண்டும் என்ற கட்டுப்பாடு இல்லை.

(c) **மின் முறை** (Electro-thermal Process): மின்சாரம் மலிவாகக் கிடைக்கும் இடங்களிலும், எரிபொருள் அரிதான இடங் களிலும் இம்முறை பயன்படுகிறது. சிறப்பான எஃகை இம்முறை யினால் தயாரிக்கலாம். இங்குப் பயன்படும் உலை எஃகாலான உட்புறம் மாக்னசைட்டு அல்லது டாலமைட்டு போன்ற தீக்கற்களால் பூசப்பட் டுள்ளதாகவும் இருக்கிறது. இதில் நகர்த்தக்கூடிய கார்பன் மின்முனை கள் உள்ளன. இதில் இரும்பை எடுத்துக்கொண்டு பெஸிமர் உலை எஃகையும் சுண்ணும்பையும் சேர்க்கவேண்டும். மின்சாரப் பொறியின் வெப்பநிலையில் இவைகள் உருகி வினைகள் நிகழ்கின்றன. கார்பன் ஏற்றமடைந்து கார்பன் மோனுக்சைடாக மாறுகிறது. பாஸ்பரஸ் ஏற்ற மடைந்து, P_2O_5ஆக மாறி சுண்ணும்புடன் சேர்ந்து மிதப்புக் கசடை உண்டாக்குகிறது. உலையைச் சிறிது சாய்த்துக் கசடை ஊற்றிவிட வேண்டும். சுண்ணும்பு, சிலிக்கா, ஃபுளுர்ஸ்பார் (CaF_2), கார்பன், ஃபெர்ரோ சிலிகன் ஆகியவைகளை இதனுடன் சேர்த்து உருக்கினுல், ஃபெரஸ் சல்பைடு, கால்சியம் சல்பைடு ஆகியவை மிதப்புக் கசடாக மாறுகின்றன.

$$FeS + CaO \rightarrow FeO + CaS$$

ஃபெரஸ் ஆக்சைடு கார்பனுல் ஒடுக்கமடைகிறது.

$$FeO + C \rightarrow Fe + CO$$

இவ்வாறு இறுதியில் கிடைக்கும் எஃகு சிறந்ததாகக் காணப்படுகிறது.

(d) **மூசை முறை** (Crucible Process): இந்த முறையில் எஃகு தயாரிப்பது மிகவும் சிக்கனமானதன்று. உயர்ந்த ரக எஃகு கருவிகளைத் தயாரிக்கவே இம்முறையில் கிடைக்கும் எஃகு பயன் படுகிறது. சவரக் கத்திகள், அரங்கள், வாள்கள் ஆகியவைகளை இதைக்கொண்டு தயாரிக்கலாம். தேனிரும்பைத் தேவையான அளவு

கரியுடன் சேர்த்து மூசைகளில் உருக்கவேண்டும். அப்போது உயர்ந்த ரக எஃகு கிடைக்கிறது.

துவைச்சலூட்டுதல் (Tempering): எஃகைச் செஞ்சூட்டுக்குச் சூடுசெய்து திடீரெனக் குளிரவைத்தால் கிடைக்கும் எஃகு நொறுங்கும் தன்மையுடையதாக இருக்கும். இதையே மெதுவாகக் குளிரவைத்தால், நொறுங்கும் தன்மை குறையும்; கடினத் தன்மை அதிகமாகும். சூடு செய்யப்பட்ட வெப்பநிலையைப் பொறுத்துப் பலமும், வளையும் தன்மையும் அமையும். இப்படி எஃகைப் பக்குவப்படுத்தும் முறைக்குத் துவைச்சலூட்டுதல் என்று பெயர். சில உலோகங்களை இதனுடன் சேர்த்தால் சிறப்பான குணங்களையுடைய விசேஷ எஃகு வகைகள் (special steels) கிடைக்கும்.

இரயில் தண்டவாளம், நிலைகாந்தம், காந்தமுள், ரம்பம், கத்தி, உளி, கர்டர்கள், கடிகார வில் (watch spring), ஆயுதங்கள் ஆகியவற்றைச் செய்ய இது உதவுகிறது.

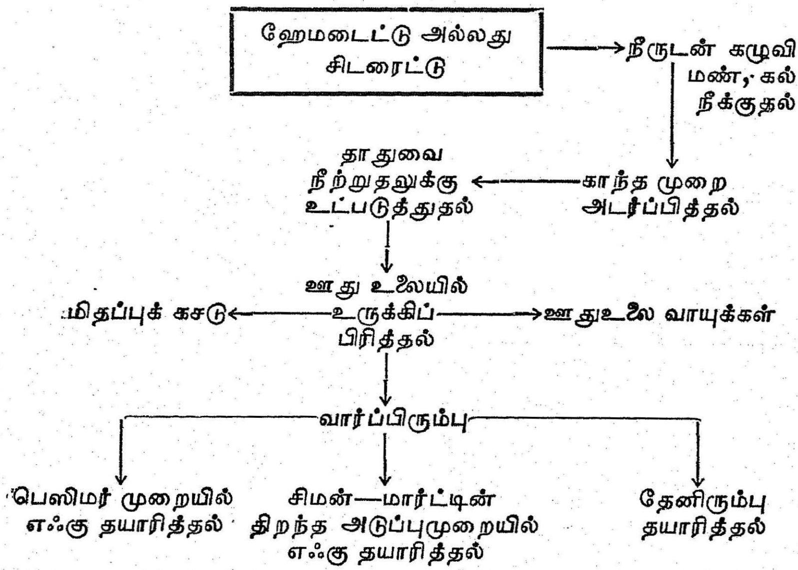
சிலிகன், டைட்டேனியம், வெனேடியம், குரோமியம், மாலிப்டினம், டங்ஸ்டன், மாங்கனீஸ், கோபால்ட்டு, நிக்கல் இவைகளைப் பயன்படுத்திச் சிறப்பு எஃகுகளைத் தயாரிக்கலாம்.

சிறப்பான குணங்களையுடைய எஃகின் வகைகளையும் அவைகளின் பயன்களையும் கீழ்க்கண்ட அட்டவணை காட்டுகிறது.

எஃகின் பெயர்	சதவீத அமைப்பு	பயன்கள்
1. சிலிகன் எஃகு	3·5% சிலிகன், மிகச் சிறிய அளவு கார்பன்	மின் காந்தம், டிரான்ஸ்ஃபார்மர்
2. குரோமியம் எஃகு	2% குரோமியம்	இயந்திரங்களின் அச்சுகள்
3. துருவேறு எஃகு	12—15% குரோமியம்	பாத்திரங்கள்
4. அதிவேக கருவி எஃகு (high speed tool steel)	குரோமியம், டங்ஸ்டன் மாலிப்டினம்	மோட்டார் கார்களின் முகப்புகள், அச்சுகள்
5. டங்ஸ்டன் எஃகு	15—20% டங்ஸ்டன் 5% குரோமியம், சிறிது வெனேடியம்	துளைபோடும் யந்திரம், காந்தங்கள், இயந்திரக் கருவிகள்
6. மாங்கனீஸ் எஃகு	14% வரை மாங்கனீஸ்	பாறையை உடைக்கும் எந்திரங்கள், உறுதியான இரும்புப் பெட்டிகள்

எஃகின் பெயர்	சதவீத அமைப்பு	பயன்கள்
7. நிக்கல் எஃகு		
(a) இன்வார்	36% வரை நிக்கல்	கடிகார ஊசல், விஞ்ஞான கருவிகள்
(b) பிளாட்டினைட்	46% வரை நிக்கல்	மின்சார விளக்குகள், ரேடியோ வால்வுகள்
(c) நிக்கல் குரோமியம் எஃகு	3% நிக்கல் 0·5%—1·5% குரோமியம்	வான ஊர்தி, சைக்கிள் சாமான்கள், மோட்டார் கார் சாமான்கள்
8. கோபால்ட்டு எஃகு	35% வரை கோபால்ட்டு	நிலைக்காந்தங்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது

இரும்பின் உலோகவியல்



பண்புகள் : சுத்தமான இரும்பு நீராலும், காற்றாலும் பாதிக்கப் படுவதில்லை. ஆனால், மாசுகள் உள்ள இரும்பு ஈரக்காற்றில் துருப் பிடிக்கிறது. தூய இரும்பு ஹைடிரஜன், நைட்டிரஜன், கார்பன் மானாக்சைடு போன்ற வாயுக்களைச் சூடுற்ற நிலையில் உட்கொள்ளுகிறது. ஆக்சிஜனுடன் இவ்வுலோகத்தைச் சூடுபடுத்தும்போது இரும்பு பிரகாசமாக எரிகிறது. செஞ்சூட்டு நிலையில் இந்த உலோகம் நீராவியைச் சிதைக்கிறது.

$$3Fe+4H_2O \rightleftharpoons Fe_3O_4+4H_2\uparrow$$

நீர்த்த அமிலங்களில் இது கரைந்து ஃபெரஸ் உப்புகளைத் தருகிறது.

$$Fe+2HCl \rightarrow FeCl_2+H_2\uparrow$$

$$4Fe+10HNO_3 \rightarrow 4Fe(NO_3)_2+NH_4NO_3+3H_2O$$

$$Fe+H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4+H_2\uparrow$$

ஆனால், அடர் நைட்டிரிக் அமிலத்தில் இது தொடர்ந்து வினைபுரிவதில்லை; செயலறு நிலையை (passivity) அடைகிறது. இவ்விதம் மந்தநிலை அடைந்த இரும்பு $CuSO_4$ கரைசலிலிருந்து காப்பரையோ, சில்வர் நைட்டிரேட்டிலிருந்து சில்வரையோ, லெட் நைட்டிரேட்டிலிருந்து லெட்டையோ வெளியேற்றமுடியாது. இந்நிலை ஏற்படுவதற்கு இரும்பின் மேற்பரப்பில் ஏற்றத்தின் காரணமாக மெல்லிய ஆக்சைடு படலம் உண்டாவதே காரணமாகும் என்று கருதப்படுகிறது.

ஈரமான காற்றில் இரும்பை வைத்தால் துருப்பிடிக்கிறது: பழுப்பு நிறமுள்ள துரு (rust) உண்டாகிறது. காற்றிலுள்ள ஈரமும் கார்பன் டைஆக்சைடும் இரும்பை ஏற்றமடையச் செய்வதே இதற்குக் காரணமாகும். துருவில் நீருடை ஃபெரஸ் மற்றும் ஃபெரிக் ஆக்சைடுகளும், கார ஃபெரஸ், ஃபெரிக் கார்பனேட்டுகளும் காணப்படுகின்றன. துருவேறுவதிலிருந்து இரும்பைப் பாதுகாக்க வர்ணம் பூசுதல், வார்னிஷ் பூசுதல், துத்தநாக முலாம் பூசுதல் ஆகிய முறைகளைப் பயன்படுத்தலாம்.

	பண்புகள்	வார்ப்பிரும்பு	தேனிரும்பு	எஃகு
1	கார்பனின் அளவு	2·2—4·5%	0·10—0·25%	0·5—1·5%
2	அமைப்பு	படிகம் போன்றது	நார்போன்றது	படிகம் போன்றது
3	உருகுநிலை	1150°—1250°	1530°	1300°—1500°
4	காந்தம் ஏற்றல்	காந்தமாகாது	தற்காலிக காந்தமாக்கலாம்	நிலை காந்த மாக்கலாம்
5	துவைச்சு லூட்டுதல்	முடியாது	முடியாது	முடியும்
6	கடினத்தன்மை	கடினமானது	மென்மை யானது	நடுத்தரமான கடினம்
7	தகடாக அடித்தல்	முடியாது	முடியும்	முடியும்

இரும்பின் சேர்மங்கள்

இரும்பு இரண்டு வகையான சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது. அவைகளை ஃபெரஸ் (Fe^{+2}), ஃபெரிக் (Fe^{+3}) சேர்மங்கள் என்றழைக்கிறோம். ஃபெரஸ் சேர்மங்கள் எளிதில் ஃபெரிக் சேர்மங்களாக ஏற்றமடைகின்றன. ஆகையால், இவைகள் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கிகளாகப் பயன்படுகின்றன. ஃபெரிக் சேர்மங்கள் நிலையானவை. ஆனால், மற்றப் பொருள்களை இது ஏற்றமடையச் செய்கிறது. நீரற்ற ஃபெரஸ் சேர்மங்கள் பொதுவாக நிறமற்றதாகவும், நீருடைய ஃபெரஸ் சேர்மங்கள் இளம் பச்சை நிறம் உடையதாகவும் காணப்படுகின்றன. இவைகள் சில்வர், கோல்டு உப்புகளை உலோகங்களாக ஒடுக்குகின்றன; மெர்குரிக் குளோரைடை மெர்குரஸ் குளோரைடாக ஒடுக்குகின்றன. அமிலத்தில் கரைந்துள்ள பெர்மாங்கனேட்டு, டைக்குரோமேட்டு ஆகியவைகளையும் ஒடுக்குகின்றன.

$$Ag^{+}+Fe^{++}\rightarrow Ag\downarrow+Fe^{+++}$$

$$5Fe^{++}+MnO_4^{-}+8H^{+}\rightarrow 5Fe^{+3}+Mn^{+2}+4H_2O$$

$$6Fe^{++}+Cr_2O_7^{--}+14H^{+}\rightarrow 6Fe^{+3}+2Cr^{+3}+7H_2O$$

$$Au^{+3}+3Fe^{+2}\rightarrow Au\downarrow+3Fe^{+3}$$

ஃபெரஸ் சேர்மங்கள்

அயர்ன் (II) ஆக்சைடு, FeO (Ferrous oxide): அயர்ன் (III) ஆக்சைடை 300° வரை சூடு செய்து ஹைடிரஜனை இதன்மீது செலுத்தினால், FeO உண்டாகிறது; அல்லது அயர்ன் (II) ஆக்சலேட்டை 100°-ல் காற்றுடன் சூடு செய்தால் இது கிடைக்கும்.

$$FeC_2O_4\xrightarrow{\triangle}FeO+CO\uparrow+CO_2\uparrow$$

இது கருநிறத்தூள்; காற்றில் ஏற்றமடைகிறது: நீரில் சிறிதளவு தான் கரையும். இது காரத்தன்மையுடைய ஆக்சைடாதலால் அமிலத்தில் கரைந்து ஃபெரஸ் உப்பைக் கொடுக்கிறது.

அயர்ன் (II) ஹைடிராக்சைடு, $Fe(OH)_2$ (Ferrous hydroxide): அயர்ன் (II) உப்புடன் சோடியம் ஹைடிராக்சைடைக் காற்றில்லாச் சூழ்நிலையில் சேர்த்தால் வெண்மைநிற வீழ்படிவாகக் $Fe(OH)_2$ கிடைக்கிறது; ஆனால், காற்றுள்ள சூழ்நிலையில் ஆக்சிஜனுடன் சேர்ந்து இலேசான பச்சைநிற வீழ்படிவினை உண்டாக்குகிறது. இது முடிவில் பழுப்புநிற $Fe(OH)_3$ஆக மாறுகிறது. காரங்களில் இது கரைந்து ஃபெரஸ் உப்புகளைக் கொடுக்கிறது. இது அடர் சோடியம் ஹைடிராக்சைடில் கரைந்து நீலநிற $Na_2[Fe(OH)_4]$-ஐக் கொடுக்கிறது.

அயர்ன் (II) ஃபுளூரைடு, FeF_2 (Ferrous fluoride): நீரற்ற $FeCl_2$-ஐ ஹைடிரஜன் ஃபுளூரைடில் சூடு செய்தால் அயர்ன்

ஃபுளோரைடு பெறப்படுகிறது. இது வெண்மை நிறத்தூள்; நீரில் கரைகிறது.

அயர்ன் (II) குளோரைடு, $FeCl_2$ (Ferrous chloride): சூடு படுத்தப்பட்ட இரும்புத் துண்டுகளின் மேல் உலர்ந்த ஹைடிரஜன் குளோரைடைச் செலுத்தினால், அல்லது அயர்ன் (III) குளோரைடை ஹைடிரஜன் வாயுவுடன் சூடுபடுத்தினால் நீரற்ற $FeCl_2$ கிடைக்கிறது.

$$Fe+2HCl \rightarrow FeCl_2+H_2\uparrow$$

$$2FeCl_3+H_2 \rightarrow FeCl_2+2HCl\uparrow$$

இரும்புத் துண்டுகளை நீர்த்த ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலத்தோடு சேர்த்துச் சூடு செய்தால் இலேசான பச்சை நிறப் படிகங்களாக நீருடைய அயர்ன் (II) குளோரைடு ($FeCl_2 . 4H_2O$) உண்டாகிறது.

படிக நீரற்ற $FeCl_2$ நிறமற்ற படிக வடிவும், நீர் ஈர்க்கும் தன்மையும் பெற்றுள்ளது. ஒப்பு அடர்த்தி ஆய்வினால் இது சிறிதளவு இரு படியாக்கல் நிலையிலுள்ளது என்று தெரியவரும். ஆனால், அதிக வெப்ப நிலையில் தனித்தனி மூலக்கூறுகளாகவே உள்ளன.

$$Fe_2Cl_4 \rightleftharpoons 2FeCl_2$$

$FeCl_2$ நீரில் நன்கு கரைகிறது. காற்றில் இதைச் சூடுபடுத்தினால், Fe_2O_3ஐக் கொடுக்கிறது.

$$12FeCl_2+3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3+8FeCl_3$$

அயர்ன் (II) சல்பேட்டு, $FeSO_4 . 7H_2O$ (Ferrous sulphate): இது கிரீன் விட்ரியால் (green vitriol) என்றும் அழைக்கப்படுகிறது. இரும்பை நீர்த்த கந்தக அமிலத்தில் கரைத்துக் கிடைக்கும் கரைசலை அடர்ப்பித்தால், இது இலேசான பச்சை நிறப் படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது.

இரும்பு பைரைட்டைக் (FeS_2) காற்றில் படும்படி வைத்தால் $FeSO_4$ உண்டாகிறது; ஆனால், அயர்ன் (III) சல்பேட்டும், சல்ஃபூரிக் அமிலமும் கூடவே உண்டாகின்றன.

$$2FeS_2+2H_2O+7O_2 \rightarrow 2FeSO_4+2H_2SO_4$$

$$4FeSO_4+2H_2SO_4+O_2 \rightarrow 2Fe_2(SO_4)_3+2H_2O$$

ஆகையால், சிறிது இரும்பையும் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தையும் சேர்த்தால் அயர்ன் (II) சல்பேட்டு உண்டாகிறது.

இது நீரில் கரையக்கூடிய, இலேசான பச்சை நிற, படிக வடிவத்திலுள்ளது. இது $ZnSO_4 . 7H_2O$, $MgSO_4 . 7H_2O$ ஆகியவற்றுடன்

ஒத்த வடிவுடையதாய் உள்ளது. இது காற்றில் ஏற்றமடைந்து கார அயர்ன் (III) சல்பேட்டைக் $[Fe(OH)SO_4]$ கொடுக்கிறது. இதைச் சூடு செய்தால் ஆறு நீர் மூலக்கூறுகளை இழந்துவிடுகிறது. நீரற்ற அயர்ன் (II) சல்பேட்டை அடைய இதை ஹைடிரஜனுடன் கவனமாகச் சூடு செய்யவேண்டும். நீரற்ற அயர்ன் (II) சல்பேட்டைச் சூடு செய்தால் பின்வருமாறு சிதைவடைகிறது.

$$2FeSO_4 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2\uparrow + SO_3\uparrow$$

அயர்ன் (II) சல்பேட்டின் நீர்க் கரைசல் காற்றினுல் ஏற்றமடைகிறது. கார உலோக சல்பேட்டுடன் இது சேர்ந்து இரட்டை உப்பை உண்டாக்குகிறது. இது ஒரு சிறந்த ஒடுக்கியாகும். அமிலங் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டையும், பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டையும் இது ஒடுக்குகிறது. இதன் கரைசல் நைட்டிரிக் ஆக்சைடைக் கவர்ந்து, பழுப்பு நிற $[FeSO_4\,NO]$ கூட்டுச் சேர்மத்தைக் கொடுக்கிறது.

அயர்ன் (II) அம்மோனியம் சல்பேட்டு அல்லது மோஹர் உப்பு, $FeSO_4(NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$ **(Ferrous ammonium sulphate):** பூரித அயர்ன் (II) சல்பேட்டுக் கரைசலையும் அம்மோனியம் சல்பேட்டுக் கரைசலையும் கலந்து படிகமாக்கினுல் இவ்வுப்பு இலேசான பச்சை நிறப் படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது. அயர்ன் (II) சல்பேட்டைவிட இது குறைவாக நீரில் கரைந்தாலும் அதைவிட நிலையானது. ஏற்ற ஒடுக்கத் தரம் பார்த்தலில் இது பயன்படுகிறது.

அயர்ன் (II) நைட்டிரேட்டு, $Fe(NO_3)_2 6H_2O$ **(Ferrous nitrate):** இரும்பைக் குளிர்ந்த நீர்த்த நைட்டிரிக் அமிலத்தில் கரைத்தால் இதை அடையலாம். லெட் நைட்டிரேட்டுடன் அயர்ன் (II) சல்பேட்டைச் சேர்த்தால் இது கிடைக்கும்.

$$FeSO_4 + Pb(NO_3)_2 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + PbSO_4\downarrow$$

இது நிலையானதன்று; எளிதில் சிதைவடைகிறது.

அயர்ன் (II) பாஸ்பேட்டு, $Fe_3(PO_4)_2\ 8H_2O$ **(Ferrous phosphate):** அயர்ன் (II) சல்பேட்டுடன் சோடியம் பாஸ்பேட்டைச் சேர்த்தால் இதை அடையலாம்.

அயர்ன் (II) கார்பனேட்டு, $FeCO_3$ **(Ferrous carbonate):** இது ஸ்பேதிக் இரும்புத் தாதுவாக (spathic iron ore) இயற்கையில் கிடைக்கிறது. இது கால்சைட்டுடன் $(CaCO_3)$ ஒத்த வடிவுடையதாயுள்ளது. அயர்ன் (II) உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் கார்பனேட்டைச் சேர்த்தால் இது வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும்.

$$FeSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow FeCO_3\downarrow + Na_2SO_4$$

இவ் வீழ்படிவு எளிதில் பழுப்புநிற அயர்ன் (III) ஹைட்டிராக்சைடாக மாறுகிறது. இது நீரில் சிறிதுதான் கரையும்; ஆனால், இதனுள் கார்பன் டைஆக்சைடைச் செலுத்தினால் கரைந்து $Fe(HCO_3)_2$-ஐ உண்டாக்குகிறது.

அயர்ன் (II) ஆக்சலேட்டு, $FeC_2O_4 \cdot 2H_2O$ (Ferrous oxalate): இது மஞ்சள் நிறப் படிகவடிவுள்ள பொருள். அயர்ன் (II) உப்புக் கரைசலுடன் ஆக்சாலிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால் இது உண்டாகிறது. இது பொட்டாசியம் ஆக்சலேட்டில் கரைந்து $K_2[Fe(C_2O_4)_2]\ 2H_2O$ஐக் கொடுக்கிறது. இது வெள்ளி உப்புகளை ஒடுக்கமடையச் செய்வதால் இதை ஒளிப்படவியலில் உருதுலக்குவதற்காகப் (developer) பயன்படுத்துகிறார்கள்.

பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடு, $K_4Fe(CN)_6 \cdot 3H_2O$ (Potassium ferrocyanide): அயர்ன் (II) உப்புக் கரைசலுடன் மிகையாகப் பொட்டாசியம் சயனைடைச் சேர்த்தால் பழுப்புநிற அயர்ன் (II) சயனைடு முதலில் உண்டாகிறது; இது கரைந்து $K_4Fe(CN)_6$ உண்டாகிறது. இது மஞ்சள்நிறப் படிக வடிவிலுள்ள திண்மம்; நீரில் நன்கு கரைகிறது. அறை வெப்பநிலையில் இது நிலையானதாக இருக்கிறது; ஆனால், இலேசாகச் சூடுபடுத்தும்போது நீரை இழந்து நிறமற்ற $K_4Fe(CN)_6$-ஐக் கொடுக்கிறது. மீண்டும் சூடுபடுத்தினால் KCN கிடைக்கிறது.

$$K_4Fe(CN)_6 \rightarrow 4KCN + FeC_2 + N_2$$

நீர்த்த சல்பூரிக் அமிலத்துடன் இலேசாகச் சூடுசெய்தால், HCN கிடைக்கிறது.

$$2K_4Fe(CN)_6 + 3H_2SO_4 \rightarrow 3K_2SO_4 + K_2Fe\ [Fe(CN)_6] + 6HCN$$

அடர் சல்பூரிக் அமிலத்துடன் இதைச் சூடுசெய்தால் கார்பன் மோனாக்சைடு உண்டாகிறது.

$$K_4[Fe(CN)_6] + 6H_2SO_4 + 6H_2O \rightarrow 2K_2SO_4 + FeSO_4 + 3(NH_4)_2SO_4 + 6CO \uparrow$$

காப்பர் (II) சல்பேட்டுக் கரைசலுக்குப் பொட்டாசியம் ஃபெரோ சயனைடு கரைசலைச் சேர்த்தால் சாக்லட் பழுப்பு நிறத்தில் காப்பர் ஃபெரோ சயனைடு ($Cu_2[Fe(CN)_6]$) வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

ஹைடிரோ ஃபெரோசயனிக் அமிலம், $H_4Fe(CN)_6$ (Hydro ferrocyanic acid): குளிர்ந்த பூரிதப் பொட்டாசியம் ஃபெரோ சயனைடு கரைசலுடன் அடர் HCl அமிலத்தைச் சேர்த்தால் இது நிறமற்ற படிக வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இதைக் காற்றில் வைத்தால் ஏற்றமடைந்து நீலநிறமாக மாறுகிறது.

சோடியம் நைட்டிரோபுருசைடு, $Na_2[Fe(NO)(CN)_5]$ (Sodium Nitropruside): சோடியம் ஃபெரோசயனைடுடன் நைட்டிரிக் அமிலத்

தைச் சேர்த்தால் இது கிடைக்கும். இது சிவப்பான படிகப் பொருள். கார உலோக சல்பைடுடன் ஆழ்ந்த ஊதாநிறத்தை உண்டாக்குகிறது.

$$Na_2[(NO)\text{-}Fe-(CN)_5] + Na_2S \rightarrow Na_4\left[\begin{matrix}S\nwarrow \\ O\nearrow\end{matrix} N - Fe(CN)_5\right]$$

டர்ன்புல் புளூ (Turnbull's blue) $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$: அயர்ன் (II) உப்புக் கரைசலுடன் பொட்டாசியம் ஃபெரிசயனைடைச் சேர்த்தால் ஆழ்ந்த நீலநிற வீழ்படிவாக இது கிடைக்கிறது. இதை ஃபெரஸ் ஃபெரிசயனைடாகக் கருதலாம்.

அயர்ன் (III) சேர்மங்கள் (Ferric compounds): பொதுவாக அயர்ன் (III) சேர்மங்கள் மஞ்சள் நிறமுள்ளவைகளாக இருக்கும். நீர்க்கரைசலில் இதன் உப்புகள் நீர்ப்பகுப்புக்கு உட்பட்டு அயர்ன் (III) ஹைடிராக்சைடு உண்டாகிறது.

$$FeCl_3 + 3H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3\downarrow + 3HCl$$

ஆக்சிஅமில உப்புகள் நீர்ப்பகுப்புக்கு உட்பட்டுக் கார உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன. நீர்ப்பகுப்பைத் தடுக்க அமிலத்தைச் சேர்க்க வேண்டும். Fe^{+3} அயனியும் அணைவுச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது. அயர்ன் (III) உப்புகள் ஆக்சிஜனேற்றியாக வினைபுரிகின்றன. கீழ்க் கண்டவை Fe^{3+} அயனியால் ஏற்றமடைகின்றன.

$$2Fe^{3+} + Sn^{2+} \longrightarrow 2Fe^{+2} + Sn^{+4}$$
$$2Fe^{3+} + SO_2 + H_2O \longrightarrow 2Fe^{+2} + SO_4^{-2} + 4H^+$$
$$2Fe^{+++} + 2I^- \longrightarrow 2Fe^{+2} + I_2\downarrow$$

அயர்ன் (III) ஆக்சைடு, Fe_2O_3 (Ferric oxide): இயற்கையில் ஹேமடைட்டு என்ற தாதுவாக இது கிடைக்கிறது. அயர்ன் (II) ஆக்சைடு, அயர்ன் (III) ஹைடிராக்சைடு, அயர்ன் (III) சல்பேட்டு, அயர்ன் பைரட்டு ஆகியவைகளைச் சூடுபடுத்தினால் இது உண்டாகிறது. இது ஒரு செந்நிறத் தூள். இதைச் சூடுபடுத்தினால் கருமையாக மாறுகிறது; ஏனென்றால் Fe_3O_4 உண்டாகிறது. 1000°வரை கார்பனுடன் சூடுசெய்தால் சிதைவடைந்து இரும்பைக் கொடுக்கிறது. இது அயர்ன் (II) ஆக்சைடைவிடக் காரத் தன்மை குறைவானது. ஆகையால், இது அதிகமாக நீர்ப்பகுப்பிற்கு உள்ளாகிறது. இது அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து அயர்ன் (II) உப்புகளை உண்டாக்குகிறது; ஆனால், 600°வரை சூடுபடுத்தப்பட்ட Fe_2O_3 அமிலங்களால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. இது சிறிதளவு அமிலத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளதாகவும் இருக்கிறது. காரங்களுடன் வினைப்பட்டு ஃபெர்ரைட்டுகளைக் கொடுக்கிறது.

$$Fe_2O_3 + 2NaOH \longrightarrow 2NaFeO_2 + H_2O$$

இது சிவப்புநிறப் பொருளாகவும், ரோஜ் (rouge) என்ற பெயரில் மெருகிடும் பொருளாகவும் பயன்படுகிறது.

அயர்ன் (III) ஹைடிராக்சைடு, $Fe(OH)_3$ (Ferric hydroxide): அம்மோனியாவில் கரைந்துள்ள அயர்ன் (III) உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் ஹைடிராக்சைடு அல்லது சோடியம் கார்பனேட்டைச் சேர்த்தால் இது பழுப்புநிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

$$2FeCl_3+6NaOH \longrightarrow 2Fe(OH)_3\downarrow+6NaCl$$

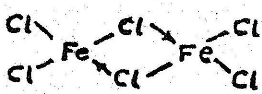
இது வீரியம் குறைந்த ஒரு காரம். அமிலத்தில் கரைந்து அயர்ன் (III) உப்பைக் கொடுக்கிறது. இது சூடான அடர் சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் ஹைடிராக்சைடில் கரைந்து ஃபெர்ரைட்டைக் கொடுக்கிறது. இந்த ஃபெர்ரைட்டுகள் நீரால் சிதைவடைகின்றன.

$$Fe(OH)_3+NaOH \longrightarrow NaFeO_2+2H_2O$$

$$2NaFeO_2+H_2O \longrightarrow Fe_2O_3\downarrow+2NaOH$$

அயர்ன் (III) ஃபுளூரைடு, FeF_3 (Ferric fluoride): சூடு செய்த இரும்புடன் ஃபுளூரினைச் சேர்த்தால் அல்லது சூடுபடுத்திய Fe_2O_3 மூலம் ஹைடிரஜன் ஃபுளூரைடைச் செலுத்தினால் இதைப் பெறலாம். இது ஒரு வெண்மையான தூள், நீரில் கரைவதில்லை. படிக நீருடைய உப்பை $FeF_3{\cdot}4H_2O$ அடைய அயர்ன் (III) ஹைடிராக்சைடை ஹைடிரோ ஃபுளோரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்தல்வேண்டும். இவ்வுப்பு கார உலோக ஃபுளூரைடுகளுடன் கலந்து அணைவுச் சேர்மத்தை $Na_3(FeF_6)$ உண்டாக்குகிறது.

அயர்ன் (III) குளோரைடு, $FeCl_3$ (Ferric chloride): செஞ்சூடான இரும்பின் ஊடே குளோரினைச் செலுத்தினால் இது நீரற்ற நிலையில் கிடைக்கிறது. அயர்ன் (III) ஆக்சைடுடன் ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால் நீருடைய அயர்ன் (III) குளோரைடு உண்டாகிறது. நீரற்ற $FeCl_3$ கருமையானது; ஆனால், நீருடையது $FeCl_3{\cdot}6H_2O$ மஞ்சள் நிறமுடையது. இதனுடைய ஒப்பு அடர்த்தி ஆய்வு இதை ஓர் இரட்டை மூலக்கூறாகக் காட்டுகிறது; ஆனால், அதிக வெப்ப நிலையில் தனி மூலக்கூறுகளாக மாறுகிறது என்பதாக அறியப்படுகிறது.



(இரட்டை மூலக்கூறு—Fe_2Cl_6)

கரிமக் கரைப்பான்களில் இதன் கரையும் தன்மையை ஆராயும் போது, இது ஒரு சக பிணைப்புச் சேர்மமெனத் தோன்றுகிறது. இது

நீரில் நன்கு கரைகிறது. அமிலமில்லாவிட்டால் இது நீரில் பகுப்பு அடைகிறது.

$$FeCl_3+3H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3\downarrow +3HCl$$

இதைக் கரிமச் சாயங்கள் தயாரிக்க ஏற்றியாகப் பயன்படுத்துகிறார்கள்.

அயர்ன் (III) புரோமைடு, $FeBr_3$ (Ferric bromide): இரும்புத் துண்டைப் புரோமின் வாயுவுடன் 170°—200°க்குச் சூடுபடுத்தினால், இது உண்டாகிறது. இது சிவந்த பழுப்புநிறத் திண்மம்; நீரில் மெதுவாகக் கரைகிறது; கரைசல், நீர்ப்பகுப்பின் காரணமாகப் பழுப்பு நிறம் அடைகிறது. இது நிறம் ஊன்றியாகவும் (mordant), மருந்தாகவும், ஃபெரிக் ஆலம் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

பொட்டாசியம் ஃபெரிசயனைடு, $K_3Fe(CN)_6$ (Potassium ferricyanide): பொட்டாசியம் ஃபெரோ சயனைடு கரைசலுக்கு ஆழ்ந்த பழுப்பு நிறம் வரும்வரை குளோரினைச் செலுத்தினால், இதை அடையலாம்.

$$2K_4Fe(CN)_6+Cl_2\rightarrow 2K_3Fe(CN)_6+2KCl$$

இக்கரைசலை ஆவியாக்கினால் இது ஆழ்ந்த சிவப்பு நிறப் படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது. இதன் கரைசல் நீர்ப் பகுப்பிற்கு உட்படுகிறது. ஆனால், காரக் கரைசலில் நிலையானதாகவும் ஆக்சிஜனேற்றியாகவும் உள்ளது. இதனால் ஹைடிரஜன் சல்பைடு, ஹைடிரஸின், அயோடைடுகள், புரோமைடுகள் ஆகியவை ஏற்றமடைகின்றன. இது ஹைடிரஜன் பெராக்சைடுடனும் வினைபுரிகிறது.

$$2K_3Fe(CN)_6+H_2O_2+2KOH\rightarrow 2K_4Fe(CN)_6+H_2O+O_2$$

பூரித, குளிர்ந்த பொட்டாசியம் ஃபெரிசயனைடு கரைசலுடன் அடர் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால் பழுப்பு நிற ஹைடிரோ ஃபெரிசயனிக் அமிலம் $[H_3Fe(CN)_6]$ கிடைக்கிறது. ஃபெரோசயனைடு, ஃபெரிசயனைடு அயனிகள் ஏறத்தாழ ஒரே மாதிரி இருக்கின்றன. ஃபெரோசயனைடு அயனியில் இரும்பு, கார்பன் இவற்றிற்கிடையில் உள்ள பிணைப்பு உடன் இசைவுத் தன்மை பெற்றுள்ளதாகத் தெரிகிறது.

$$\bar{Fe} : C ::: N : \quad , \quad Fe :: C :: N :^{-}$$

இவைகளின் அமைப்பைக் குவாண்டம் கொள்கையாலும் விளக்கலாம். ஈரிணைதிறன் உள்ள இரும்பு அயனி (Fe^{2+}) கடைசி எலெக்ட்ரான் வட்டத்தில் ஆறு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருக்கிறது. ஆறு சயனைடு அயனிகளும் 6 ஜோடி எலெக்ட்ரான்களைக் கொடுக்கின்றன. இவைகள் முறையே இரண்டு $3d$ ஆர்பிட்டால்களிலும், ஒரு $4s$ ஆர்பிட்டாலிலும், மூன்று $4p$ ஆர்பிட்டால்களிலும் சேருகின்றன. ஆகையால், இவ்வயனி 6 (d^2sp^3) இனக் கலப்பு (hybrid) பிணைப்புகளைப் பெற்ற எண்முக

அமைப்பை அடைகிறது. இது டையாகாந்த சக்தி உடையதாயிருக்கிறது; ஏனென்ருல், இவற்றில் உள்ள எலெக்ட்ரான்கள் இரட்டைப் படையாகவே உள்ளன.

ஃபெரிசயனைடு உண்டாவதையும் இதே முறையில் விளக்கலாம். இதுவும் (d^2sp^3) இனக்கலப்பு இணைப்புகளைப் பெற்றிருக்கிறது. இது பாராகாந்தத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது; ஏனென்ருல் ஒற்றைப்படை (odd) எலெக்ட்ரான்கள் இதில் உள்ளன.

பிரஸ்ஸியன் புளூ (Prussian Blue), $Fe_4\ [Fe\ (CN)_6]_3$: அயர்ன் (III) உப்புக் கரைசலைப் பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடு உடன் கலந்தால் ஆழ்ந்த நீல நிறத்தில் இது உண்டாகிறது. இதை ஃபெரிக் பெரோசயனைடு என்று கருதலாம்.

$$4FeCl_3+3K_4Fe\ (CN)_6 \rightarrow Fe_4\ [Fe\ (CN)_6]_3 \downarrow +12KCl$$

பிரஸ்ஸியன் புளூவும், டர்ன்புல்ஸ் புளூவும் ஒன்றே என்பதை X-கதிர் ஆய்வு காட்டுகிறது. பிரஸ்ஸியன் புளூவிலுள்ள Fe^{3+} அயனி ஃபெரோசயனைடை ஏற்றமடையச் செய்து சிறிது Fe^{2+} அயனியையும், ஃபெரிசயனைடு அயனியையும் கொடுக்கிறது. இதுபோலவே டர்ன்புல்ஸ் புளூவில் உள்ள ஃபெரஸ் அயனி அதிலுள்ள பெரிசயனைடு அயனியை ஒடுக்கி ஃபெரோசயனைடு அயனியையும், Fe^{3+} அயனியையும் கொடுக்கிறது. ஆகையால், இவையிரண்டும் கீழ்க்கண்ட நான்கு வகையான அயனிகளைக் Fe^{++}, Fe^{+++}, $Fe\ (CN)_6^{-3}$, $Fe\ (CN)_6^{-4}$ கொண்டுள்ளன. ஆகையால், கீழ்க்கண்ட சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. ஃபெரஸ் ஃபெரிசயனைடு—$Fe_3^{+2}\ [Fe^{+3}\ (CN)_6]_2$; ஃபெரி ஃபெரோசயனைடு—$Fe_3^{+3}\ [Fe^{+2}\ (CN)_6]_2$; ஃபெரஸ் பொட்டாசியம் ஃபெரிசயனைடு—$Fe^{+2}K[Fe^{+3}\ (CN)_6]$; ஃபெரிக் பொட்டாசியம் பெரோசயனைடு—$Fe^{+3}K\ [Fe^{+2}\ (CN)_6]$.

கரையும் பிரஸ்ஸியன் புளூ: பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடுடன் ஃபெரிக் உப்புக் கரைசலைச் சொட்டுச் சொட்டாகச் சேர்த்தால் இது கிடைக்கிறது. இதன் வாய்பாடு $KFe^{+3}[Fe(CN)_6]$.

கரையாத பிரஸ்ஸியன் புளூ: பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடுடன் ஃபெரிக் உப்பை மிகையாகச் சேர்த்தால், இது கிடைக்கும். இது ஆக்சாலிக் அமிலத்தில் கரைந்து நீலநிறக் கரைசலை உண்டாக்குகிறது. பேனு மை தயாரிப்பதற்கு இது பயன்படுகிறது.

அயர்ன் (III) தயோசயனேட்டு, $Fe(CNS)_3 \cdot 3H_2O$ **(Ferric thiocyanate):** அயர்ன் (III) உப்புக் கரைசலுடன் பொட்டாசியம் தயோசயனேட்டைச் சேர்த்தால் இது உண்டாகிறது. இது ஆழ்ந்த சிவப்பு நிறப் படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது.

அயர்ன் (III) நைட்டிரேட்டு, $Fe(NO)_3\ 9H_2O$ (Ferric nitrate): அயர்ன் (III) ஹைடிராக்சைடுடன் அடர் நைட்டிரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால் இது உண்டாகிறது. இது சாயத் தொழிலில் நிறம் ஊன்றியாகப் பயன்படுகிறது.

அயர்ன் (III) பாஸ்பேட்டு, $FePO_4$ (Ferric phosphate): அயர்ன் (III) உப்புடன் சோடியம் பாஸ்பேட்டைச் சேர்த்தால் பழுப்பு நிற வீழ்படிவாக இது கிடைக்கிறது.

அயர்ன் (III) ஆக்சலேட்டு, $Fe(C_2O_4)_3$ (Ferric oxalate): அயர்ன் (III) உப்புடன் அம்மோனியம் ஆக்சலேட்டைச் சேர்த்தால் இச் சேர்மம் உண்டாகிறது.

பண்பறி பகுப்பு முறை: (1) அயர்ன் (III) உப்புக் கரைசலுடன் பொட்டாசியம் தயோசயனேட்டைச் சேர்த்தால் இரத்தச் சிவப்பு நிறம் உண்டாகும்.

(2) அயர்ன் (III) உப்புடன் பொட்டாசியம் ஃபெரோ சயனைடைச் சேர்த்தால் ஆழ்ந்த நீல நிற வீழ்படிவு உண்டாகும்.

(3) அயர்ன் (II) உப்புடன் பொட்டாசியம் ஃபெரிசயனேடு கரைசலைச் சேர்த்தால் ஆழ்ந்த நீல நிற வீழ்படிவு உண்டாகும்.

எடையறி பகுப்பு முறை: ஃபெரிக் ஹைடிராக்சைடாக அல்லது குப்ரானுடன் (Cupron) ஃபெரிக் குப்ரேட்டாக வீழ்படிவடையச் செய்து சூடேற்றி, ஃபெரிக் ஆக்சைடைப் பெறலாம். அதன் எடையை நிர்ணயிப்பதன் மூலம் இரும்பின் எடையைக் கணக்கிடலாம்.

பருமனறி பகுப்பு முறை: பெரஸ் உப்புக் கரைசலைப் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுடன் தரம் பார்ப்பதன் மூலம் இரும்பின் எடையைக் கணக்கிடலாம். ஃபெரிக் உப்புக் கரைசலை முதலில் ஃபெரஸ்ஸாக மாற்றிப் பின்னர் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுடன் தரம்பார்க்க வேண்டும்.

28-b. கோபால்ட்டு
(Cobalt)

தோற்றம் : நிக்கலைக் காட்டிலும் மிகக் குறைந்த அளவில் கோபால்ட்டு கிடைக்கிறது. பல இடங்களில் இவ்விரு உலோகத் தாதுக்களும் ஒன்று சேர்ந்த நிலையில் கிடைக்கின்றன. இரும்பு மற்றும் காப்பர் (தாமிரம்) தாதுக்களுடன் கோபால்ட்டு சில இடங்களில் காணப்படுகிறது. விண் கற்களில் (meteorites) *Co*, *Ni*, *Fe* போன்ற உலோகங்கள் காணப்படுகின்றன. இதன் முக்கிய தாதுக்கள் கனடாவில் உள்ள ஒண்டாரியோவிலும் ஆப்ரிக்கா கண்டத்தில் காங்கோ பிரதேசத்தில் உள்ள கடாங்காவிலும் காணப்படுகின்றன.

(i) கோபால்ட்டு கிளான்சு (Cobalt glance) $CoAsS$

(ii) ஸ்மால்டைட்டு (Smaltite) $CoAs_2$

நம் நாட்டில் இராஜபுதனப் பகுதியில் இவ்வுலோகத் தாதுக்கள் கிடைக்கின்றன.

உலோகவியல் : தாதுக்களிலிருந்து கோபால்ட்டு உலோகத்தைப் பெறும் முறை மிகவும் சிக்கலானது. உதாரணமாக, கோபால்ட்டைப் பொடியாக்கிக் காற்றில் வறுத்தால் எளிதில் ஆவியாகும். ஆர்சனிக், கந்தகம் போன்ற மாசுகள் அதன் ஆக்ஸைடுகளாக வெளியேறுகின்றன. பிறகு சுண்ணும்புக்கல், மணல் போன்ற இளக்கிகளுடனும் கொஞ்சம் $NaNO_3$ உடனும் சிறு ஊதுலையில் உருக்க வேண்டும். கோபால்ட்டு உள்ள பாகம் கீழே தங்கிவிடுகிறது. மேலே பெரஸ் சிலிகேட் போன்ற கசடுகள் மிதக்கின்றன; கசடை நீக்கிவிடலாம். கீழ்பாகத்தில் *Co*, *Ni*, *Cu* உலோகங்களின் சல்பைடும் ஆர்சினைடும் உள்ளன. இதை ஸ்பீயிஸ் (Speiss) என்பர். இதைக் காற்றில் வறுத்தால் ஆர்சனிக்கும் கந்தகமும் அதன் ஆக்ஸைடுகளாக

வெளியேறுகின்றன. எஞ்சியுள்ளதைச் சாதாரண உப்புடன் ($NaCl$) வறுத்தால், $CoCl_2$, $NiCl_2$, $CuCl_2$ போன்ற குளோரைடுகள் கிடைக்கின்றன. இவைகளை நீரில் கரைத்து, இரும்புத்தூளுடன் கலக்கினால், காப்பர் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இதை வடிகட்டிப் பார்த்தபின் கரைசலை $NaOH$ கரைசலுடன் சேர்த்தால் Ni மற்றும் கோபால்ட்டு உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகள் கிடைக்கின்றன. இவற்றை வடிகட்டி வறுக்க, இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் கலந்து பெறப்படும். இவ்விரு ஆக்ஸைடுகளையும் மாண்டு முறைப்படியோ (Mond's process) கரைசல் முறைப்படியோ பிரித்து $H_2/Al/Cr$ போன்ற ஓர் ஒடுக்கியுடன் வினைப்படுத்தியோ அல்லது மின்பகுப்பு முறைக்கு உட்படுத்தியோ பெறலாம்.

$$\underset{CoAsS\,;\,Fe,\,Ni,\,Cu}{\text{கோபால்ட்டு கிளான்சு}} + Na_2CO_3 + NaNO_3 + SiO_2 \xrightarrow[-SO_2,\,As_2O_3]{\text{வறுத்தல்}}$$

$$\begin{matrix} NiS,\ FeS, \\ CoS,\ CuS, \\ Fe_2O_3,\ Na_3AsO_4 \end{matrix} \xrightarrow[\text{வறுத்தல்} + O_2]{\text{ஊதுலையில்}} \left[\begin{matrix} \text{மிதப்புக் கசடு}\ FeSiO_3,\ Na_3AsO_4 \ \} \text{ நீக்கவும்} \\ \text{கீழ்பாகம்}: NiO,\ Co_3O_4 \ \} \xrightarrow[\text{வறுத்தல்}]{NaCl} \end{matrix} \right.$$

$$\begin{matrix} CuCl_2 \\ CoCl_2 \\ NiCl_2 \end{matrix} \xrightarrow[+Fe]{\text{நீரில் கரைத்தல்}} \left[\begin{matrix} Cu\downarrow \\ \text{கரைசல்}: CoCl_2,\ NiCl_2 \longrightarrow \begin{matrix} Co(OH)_2 \xleftarrow{\triangle} \\ Ni(OH)_2 \end{matrix} \end{matrix} \right.$$

$$NiO + Co_3O_4$$

கோபால்ட்டு மற்றும் நிக்கல் ஆக்ஸைடு கலவைகளை நீர்த்த HCl கரைத்துப் பின்னர் $CaCO_3$ஆல் கரைசலில் உள்ள அமிலத்தை நடுநிலைக்குக் கொண்டுவந்து, பிறகு வெளுக்கும் தூளால் (bleaching powder) ஏற்றமடையச் செய்தால், $Co(OH)_3$ வீழ்படிவாகவும் கரைசலில் $NiCl_2$வும் தங்கிவிடுகிறது. வீழ்படிவை வடிகட்டிப் பிரித்துச் சூடேற்றினால் Co_3O_4 கிடைக்கும். பின்னதை ஹைட்ரஜன் அல்லது அலுமினியம் போன்ற ஒடுக்கிகளுடன் வினைப்படுத்த கோபால்ட்டு உலோகம் கிடைக்கிறது.

$$\begin{matrix} NiO \\ Co_3O_4 \end{matrix} \xrightarrow{HCl} \underset{\text{அமிலம்}}{\begin{matrix} CoCl_2 \\ NiCl_2 \end{matrix}} \xrightarrow[(2)\ CaOCl_2]{(1)\ CaCO_3} \left[\begin{matrix} Co(OH)_3\downarrow \\ NiCl_2 \text{ கரைசல்} \end{matrix} \right.$$

$$Co(OH)_3 \xrightarrow{\triangle} Co_3O_4 \xrightarrow[H_2/Al]{C + CaCO_3} Co \text{ உலோகம்}$$

உலோகவியலில் நிகழும் வேதிய மாற்றங்கள் பின்வருமாறு :

$$CoCl_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow Co(OH)_2 + CaCl_2$$

$$2Co(OH)_2 + H_2O + CaOCl_2 \rightarrow 2Co(OH)_3 + CaCl_2$$

$$12Co(OH)_3 \rightarrow 4Co_3O_4 + 18H_2O + O_2$$

$$3Co_3O_4 + 8Al \rightarrow 9Co + 4Al_2O_3$$

$$Co_3O_4 + 4C \rightarrow 3Co + 4CO$$

பண்புகள் : இது பொலிவுள்ள சிறிது நீலங்கலந்த வெண்ணிற உலோகம் ; இரும்பைக் காட்டிலும் எளிதில் கம்பியாக இழுக்கலாம், தகடாகத் தட்டலாம் ; அதனினும் கோபால்ட்டு மிக்க காந்த இயல்புள்ளதால் ஆல்நிகோ (Alnico) போன்ற காந்த இயல்புள்ள உலோகக் கலவைகளைச் செய்யப் பயனாகிறது. 50 சதவீத அடர் HNO_3 இவ்வுலோகத்தைக் கரைக்கும். ஆனால், அடர் HNO_3யில் கோபால்ட்டு இரும்பைப் போன்றே செயலறு நிலையடையும். தன்னினும் 100 மடங்கு கனவளவு ஹைட்ரஜனை உறிஞ்சுகிறது. நீர்த்த HCl, மற்றும் H_2SO_4 உடன் மெதுவாகக் கோபால்ட்டு வினைப்படுகிறது. காற்றாலும் நீராலும் அறை வெப்பநிலையில் இது பாதிக்கப்படுவதில்லை.

பயன்கள் : கீழ்க்கண்ட பலவகைக் கலவைகள் முக்கியமானவை; (a) கோபால்ட்டு குரோம் (Fe, Co, Cr) வெட்டும் கருவிகள் செய்யப் பயனாகிறது ; (b) ஸ்டெல்லைட்டு (Stellite) : இதில் Co, Cr, W, C உள்ளன. மருத்துவத்தில் வெட்டும் கருவிகள் செய்யவும், மிகவேகமான சுழலும் ஆயுதங்கள் (high speed tools) செய்யவும் இக்கலவை உதவும் ; (c) ஆல்நிகோ (Al, Ni, Co, Cu) நிலையான காந்தங்கள் செய்யப் பயன்படும். இது தன்னினும் 60 மடங்கு எடையுள்ள இரும்புச் சாமான்களைத் தூக்கும் வலிவு உள்ளது.

கோபால்ட்டு வினைவேகமாற்றியாகவும் பயனாகிறது. வைட்டமின் B_{12}இல் இவ்வுலோகம் உள்ளது. மாட்டுத் தீவனத்தில் சிறிதளவு தினந்தோறும் (தோராயமாக 2 மில்லி கிராம்) கோபால்ட்டு அசிடேட்டைக் கலந்தால் கால்நடைகள் ஆரோக்கியமாக இருக்கும். மண் வளத்திற்கும் இது இன்றியமையாதது. இதன் ஆக்ஸைடும் சிலிகேட்டும் கண்ணாடிக்கு நீலநிறம் கொடுக்க உதவுகிறது. சுடர் சோதனையில் கோபால்ட்டு நீலநிறக் கண்ணாடி சோடியத்தின் மஞ்சள் நிறத்தை நீக்கப் பயனாகிறது.

சாதாரண கோபால்ட்டு 59 ஐசோடோப்பை அணு உலைகளில் நியூட்ரானால் தாக்கி, கதிரியக்கமுள்ள கோபால்ட்டு 60 ஐசோடோப்பு தயாரிக்கிறார்கள். இதன் பாதிச் சிதைவு நேரம் 5·3 வருடங்கள் ;

பீட்டாக் கதிர்களையும் காமாக் கதிர்களையும் வெளிவிடுகிறது. புற்று நோய் மருத்துவத்தில் கோபால்ட்டு பாம் (bomb) என்ற பெயரில் பயனாகிறது.

ஈரிணை திறனுள்ள கோபால்ட்டு சேர்மங்கள் : Fe^{+2}ஐக் காட்டிலும் Co^{+2} நிலையானது; காற்றில் Co^{+3} ஆக ஏற்றம் அடையாது; ஆனால் Co^{+2} அணைவுச் சேர்மங்கள் கரைசலில் நிலையற்றவை. நீரில் $[Co(H_2O)_6]^{+2}$ அயனி இளஞ்சிகப்பு (pink) நிறமுடையவை. இவ்வயனியில் உள்ள நீர் மூலக்கூறுகளை Cl^-, SO_4^{-2} அயனிகள் ஆக்கிரமித்துக் கொண்டாலும், நீரை எல்லாம் நீக்கினாலும் சிகப்பு நிறம் நீலமாக மாறுகிறது. இவ்விணைதிறன் கொண்ட கோபால்ட்டுச் சேர்மங்கள் கொண்ட கரைசலில் $NaOH$ஐச் சேர்த்தால் $Co(OH)_2$ இளஞ்சிகப்பு நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது; பின்னதை ஆக்ஸிஜனற்ற சூழ்நிலையில் சூடேற்ற மஞ்சள் கலந்த பச்சை நிற கோபால்ட்டு (II) ஆக்ஸைடு (CoO) உண்டாகிறது. இவ்வாக்ஸைடு பீங்கான், எனாமல் போன்றவற்றிற்கு நீல நிறம் கொடுக்க உதவுகிறது. கோபால்ட்டு (II) ஹைட்ராக்ஸைடைக் காற்றில் சூடேற்றினால், Co_3O_4 (Fe_3O_4-ஐப் போன்றது) கோபால்டோ கோபால்டிக் கருநிற ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

கோபால்ட்டு (II) ஆக்ஸைடு CoO : கோபால்ட்டு கார்பனேட்டைக் காற்றற்ற சூழ்நிலையில் 600°-க்குச் சூடேற்றி இதைப் பெறுகிறார்கள். இந்தக் கரும்பச்சை நிற ஆக்ஸைடு O_2உடன் வினைப்பட்டு Co_3O_4 ஆக மாறுகிறது; ஹைட்ரஜனுடன் ஒடுங்கி உலோகத்தைத் தருகிறது.

கோபால்ட்டு (II) குளோரைடு, $CoCl_2 . 6H_2O$: நீரில் கரையும் இச்சேர்மத்தை இதன் ஆக்ஸைடு, கார்பனேட்டு உப்புகளில் ஒன்றை HCl-ல் கரைத்துப் பெறமுடியும். இப்படிகங்களைச் சூடேற்றினால் நீர் மூலக்கூறுகள் படிப்படியாக நீக்கப்பட்டுப் பின்வரும் நிறமாற்றங்களைத் தருகிறது :

$$\underset{\text{ஊதா சிகப்பு}}{CoCl_2 . 6H_2O} \rightarrow \underset{\text{இளஞ்சிகப்பு}}{CoCl_2 . 2H_2O} \rightarrow \underset{\text{ஊதா}}{CoCl_2 . H_2O} \rightarrow \underset{\text{நீலம்}}{CoCl_2}$$

$CoCl_4^{-2}$, $[Co(H_2O)Cl_3]^{-1}$ போன்ற அயனிகள் நீலநிறம் பெற்றவை; இவ்வயனிகளை நீரால் விளாவினால் (dilute), நீரால் பகுக்கப்பட்டு இளஞ்சிகப்பு நிறமுடைய $[Co(H_2O)_6]^{+2}$ அயனியாக மாற்றமடைகிறது.

$$2CoCl_2 \rightleftharpoons Co[CoCl_4] \rightleftharpoons Co^{+2} + [CoCl_4]^{-2}$$

$$[CoCl_4]^{-2} \rightleftharpoons Co^{+2} + 4Cl^-$$

Co^{+2} அயனி என்பது நீரில் இளஞ்சிகப்புடைய $[Co(H_2O)_6]^{+2}$ அயனியையே குறிக்கிறது. ஆகவே கரைசலின் நிறமானது வெப்ப நிலை, கரைப்பான், அதில் உள்ள மற்ற அயனிகள் முதலியவற்றைப் பொறுத்ததே என்பது தெள்ளிதின் புலனாகிறது.

கோபால்ட்டு (II) சல்பேட்டு, $CoSO_4 . 7H_2O$ **:** இதன் ஆக்ஸைடையோ கார்பனேட்டையோ நீர்த்த H_2SO_4-ல் கரைத்துப் பெறுகிறார்கள். இவ்வுப்பு $(NH_4)_2SO_4$ உடன், மோஹர் உப்பைப் போன்ற இரட்டை சல்பேட்டு உப்பைத் தருகிறது—$(NH_4)_2SO_4 . CoSO_4.6H_2O$.

கோபால்ட்டு (II) நைட்ரேட்டு (Cobalt nitrate) : கரிக்குழிச் சோதனையில் பயன்படுத்தி Zn, Al, Mg உலோகங்களைக் கண்டறிகிறோம். ஸிங்க் ரின்மென் பச்சை (Rhinmann's green) : $ZnO.Co_3O_4$. அலுமினியம்-தெனார்டு நீலம் (Thenard's blue) : $Al_2O_3.CoO$. மெக்னீஷியம்–இளஞ்சிகப்பு (pink colour) : $MgO.CoO$.

கோபால்ட்டு (II) சல்பைடு, CoS **(Cobalt sulphide) :** கோபால்ட்டு உப்புக் கரைசலில் NH_4OH சேர்த்து, H_2S செலுத்தினால் கருநிற வீழ்படிவாக இது பெறப்படுகிறது. CoS நீர்த்த அமிலங்களில் கரையாது ; அடர் HCl மற்றும் $KClO_3$ உடன் வினைப்பட்டுக் கரைகிறது.

கோபால்ட்டு கார்பனேட்டு, $CoCO_3$ சிகப்பு நிற நீரில் கரையாத சேர்மம்.

மூவிணைதிறனுள்ள சேர்மங்கள் : இவை நீரில் நிலையற்றவை ; ஏனெனில், இது வீரியமுள்ள ஏற்றியாகச் செயல்பட்டு Co^{+2} ஆக மாறுகிறது. எனினும், Co^{+3} அணைவுச் சேர்மங்கள் மிக்க நிலைப்புத் தன்மை உடையவை. CoF_3, $Co_2(SO_4)_3.18H_2O$ போன்ற சேர்மங்கள் நீருடன் வினைப்பட்டு ஆக்ஸிஜனை வெளியேற்றுகின்றன.

$$4Co^{+3} + 2H_2O \rightarrow 4Co^{+2} + O_2\uparrow + 4H^+$$

கோபால்ட்டு (III) சல்ஃபேட்டு, $Co_2(SO_4)_3$ **(Cobaltic sulphate) :** இந் நீல நிறம் கொண்ட படிகங்கள் நீரில் நிலைத்திராது. $KCo(SO_4)_2 . 12H_2O$ என்ற பொட்டாசிய கோபால்ட்டு ஆலம் ஓர் இரட்டை உப்பு. கோபால்ட்டு (II) சல்ஃபேட்டை H_2SO_4 கரைத்து நேர்மின் முனையில் மின்சாரத்தினால் ஆக்ஸிஜனேற்றினால் இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது.

கோபால்ட்டு (III)-ன் அணைவுச் சேர்மங்கள் (Complex compounds of Co^{+3}) : இவை வரலாற்றுச் சிறப்புப் பெற்றவை; மிக்க நிலைப்புத்தன்மை உடையவை. பல நிறங்கள் கொண்டவை. இவைகளை ஈரிணைதிறன் உப்புகளிலிருந்து தயாரிக்கிறார்கள் :

$CoCl_2 + NH_4Cl +$ அடர் $NH_4OH +$ காற்று $+$ கிளர்வு பெற்ற கரி (activated charcoal)$\rightarrow [Co(NH_3)_6]^{+3}$ அணைவுகள்.

$[Co(NH_3)_6]Cl_3$, $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$, $K_3[Co(4CN)_6]$, $K_3Co(NO_2)_6$ போன்றவை உதாரணங்கள்.

பகுப்பு முறையில் கண்டறிதல் : (a) பண்பறி பகுப்பு முறையில் 4-ஆவது தொகுதியில் Co^{+2}-ஐ NH_4Cl, NH_4OH, H_2S களுடன் வினைப்படுத்தி CoS என்ற இளஞ்சிகப்புநிற வீழ்படிவாகப் பெறுகிறோம்.

28-c. நிக்கல்
(Nickel)

தோற்றம்: பூமியின் மேலோட்டில் கோபால்ட்டைவிட அதிக அளவில் நிக்கல் கிடைக்கிறது; பெரும்பாலும் சல்ஃபர், ஆர்சினிக், ஆன்டிமனி ஆகியவைகளுடன் சேர்ந்து காணப்படுகிறது. இது சுமாராக பூமியின் மேலோட்டில் 3% இருக்கலாம் எனக் கருதப்படுகிறது.

தாதுக்கள்: (i) நிக்கலை அதிக அளவில் பெற்றிருக்கும் தாது பென்ட்லேன்டைட்டு (Pentlandite) $(Ni_7Fe)_9S_8$; இது பைர்ஹோட்டைட்டு (Pyrrhotite) (Fe_8S_9), சால்கோபைரைட்டு $(CuFe)S_2$ ஆகிய தாதுக்களுடன் சேர்ந்து காணப்படுகிறது. கனடாவில் கிடைக்கும் இவைகள் சட்பரி தாதுக்கள் (Sudbury ores) என்ற பெயரால் வழங்கப்படுகின்றன. (ii) கார்னிஎரைட்டு (Garnierite) $(Ni, Mg)SiO_3.H_2O$ தாது புதிய காலிடோனியாவில் கிடைக்கிறது. (iii) கோபால்ட்டுடன் இது லின்னேட்டு, $(FeCo, Ni)_3S_4$ என்ற தாதுவில் சேர்ந்து இருக்கிறது. மேலும் குப்பர் நிக்கல் (Cuper nickel) $(NiAs)$, சில்வர் கிளான்ஸ் $(NiAsS)$ போன்றவை இதன் வேறு தாதுக்களாகும்; இந்தியாவில் இது ராஜபுதனத்தில் கிடைக்கிறது.

பிரித்தெடுத்தல்: பென்ட்லேன்டைட்டு தாது மிதக்கவிட்டுப் பிரித்தல் முறையில் முதலில் அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது; பின் வறுத்துத் தாதுவிலிருக்கும் சல்ஃபர் SO_2 ஆக நீக்கப்படுகிறது. வறுக்கப்பட்ட தாதுவைக் கார்பன், சிலிக்கா, சுண்ணாம்புக்கல் ஆகியவற்றுடன் ஊது உலையில் வைத்து உருக்கிப் பிரித்தலுக்கு (smelting) உட்படுத்துகிறார்கள். இரும்பு மாசுகள் $FeSiO_3$ உலோகக் கசடாக நீக்கப்படுகிறது. இப்பொழுது, காப்பர், நிக்கல்

$$2FeS + 3O_2 \rightarrow 2FeO + 2SO_2$$

$$FeO + SiO_2 \rightarrow FeSiO_3$$

சல்ஃபைடுகள் சிறிதளவு அயர்ன் உடன் சேர்ந்து இருக்கும்; இதைக் காரப் பூச்சுக்கொண்ட பெஸிமர் மாற்று உலையிலிட்டு, இதனுடன் சேர்ந்திருக்கும் அயர்னை $FeSiO_3$ ஆக மாற்றி நீக்கப்படுகிறது. பெரும்பான்மையான சல்ஃபரும் SO_2 ஆக வெளியேறுகிறது. Ni, Cu சல்ஃபைடுகள் ஆக்ஸைடுகளாக மாற்றப்படுகின்றன; இந்த மேட்டியிலிருந்து (mattee) நிக்கலைப் பின்வரும் முறைகளில் பிரித்தெடுக்கலாம்: (i) மான்டு முறை (Mond's process); (ii) ஆர்ஃபோர்டு (Orford) அல்லது மேல்-கீழ் படிகை முறை (Tops-Bottoms process).

(A) **மான்டு முறை (Mond's process)**: இம்முறை பின்வரும் அடிப்படைக் கருத்துகளைக் கொண்டு அமைந்துள்ளது: (i) கார்பன் மோனாக்ஸைடை 60°க்குக் குறைந்த வெப்பநிலையில் நிக்கலின் மேல் செலுத்தினால், அது $Ni(CO)_4$-ஆக ஆவியாகும். (ii) நிக்கலைத் தவிர, அயர்ன், காப்பர், கோபால்ட் போன்ற அதனுடன் சேர்ந்திருக்கும் மாசுகள் ஆவியாவதில்லை. (iii) நிக்கல் கார்பனைல் 180°ல் சிதைந்து தூய்மையான நிக்கலைத் தருகிறது.

$$Ni(CO)_4 \rightarrow Ni + 4CO\uparrow$$

பெஸிமர் மாற்று உலையில் கிடைத்த மேட்டியை (Ni, Cu ஆக்ஸைடுகள்) சூடான நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்து பெரும்பான்மையான காப்பர் கரையும் காப்பர் சல்ஃபேட்டாக மாற்றப்படுகிறது; கிடைக்கும் கசடை 250°—350°க்கு ஒடுக்கும் கோபுரத்தில் நீர்வாயுவில் சூடுபடுத்தப்படுகிறது; இந்த வெப்பநிலையில் நீர் வாயுவிலுள்ள ஹைட்ரஜனால் அயர்ன், காப்பர் ஆக்ஸைடுகள் ஒடுக்கப்படாமல், நிக்கல் ஆக்ஸைடு மட்டும் ஒடுக்கப்படுகிறது. இதனால் கிடைத்த தூய்மையற்ற நிக்கலை ஆவியாக்கும் கோபுரத்தில் 50°—80°-ல் கார்பன் மோனாக்ஸைடுடன் வினைப்படுத்தினால் ஆவியாகும் ($NiCO_4$) உண்டாகிறது. இக்கார்பனைலைப் பின் 180° வெப்ப நிலையை யுடைய சிதைக்கும் கோபுரத்தில் சிதையச் செய்து 99% தூய்மையான நிக்கல் பெறப்படுகிறது; இதில் உண்டான கார்பன் மோனாக்ஸைடு மீண்டும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

(B) **ஆர்ஃபோர்டு முறை (Orford process)**: இம்முறை காப்பர் (I), நிக்கல் சல்ஃபைடுகளின் குண வேறுபாடுகளை அடிப்படை யாகக் கொண்டு அமைந்துள்ளது: (i) Cu_2S சோடியம் சல்பைடில் NiSஐ விட அதிக அளவில் கரையும்; (ii) Na_2S-ல் கரைந்திருக்கும் Cu_2S, நிக்கல் சல்ஃபைடைவிட இலேசானது.

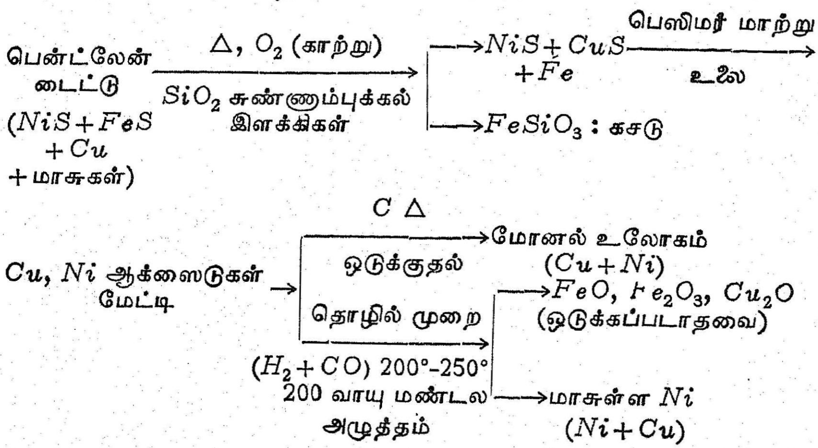
பெஸிமர் மாற்று உலையில் கிடைத்த மேட்டி, $NaHSO_4$ மற்றும் கார்பன் ஆகியவற்றுடன் சேர்த்து ஊது உலையில் உருக்கப்படுகிறது; இரண்டு படிகைகளைக் (layers) கொண்ட உருகின திரவம் கிடைக்

கிறது. Na_2S-ல் கரைந்த இலேசான Cu_2S மேல் படிகையிலும், அதில் சிறிதளவே கரையும் தன்மையுள்ள நிக்கல் சல்ஃபைடு கீழ்ப் படிகையிலும் இருக்கும். இம்முறையைத் திரும்பத் திரும்பச் செய்வதன் மூலம் காப்பரை நிக்கலிலிருந்து முழுமையாகப் பிரிக்கலாம்.

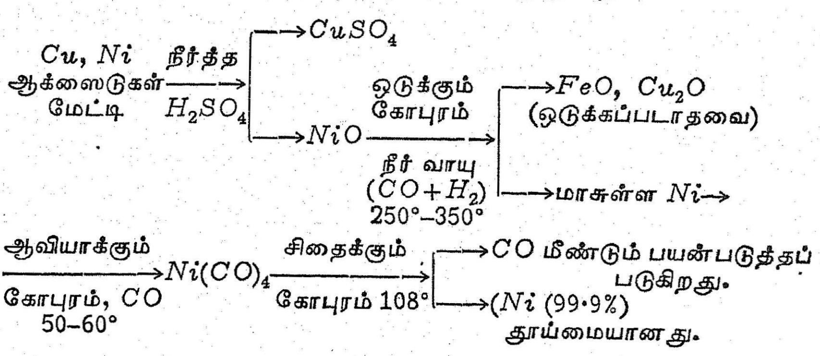
மேல் படிகை காப்பரைப் பெறுவதற்காகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது; கீழ்ப் படிகையை நீரில் கரைத்து Na_2S நீக்கப்படுகிறது; கிடைக்கும் கசடை வறுத்தால் NiO கிடைக்கும்; இதைப் பின் கரித் தூளுடன் சேர்த்து நன்ருகச் சூடுசெய்து ஒடுக்கிஞல் மாசுள்ள நிக்கல் கிடைக்கிறது.

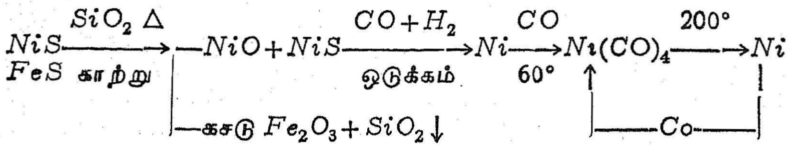
$$NiO + C \rightarrow Ni + CO$$

நிக்கல் உலோகவியல்

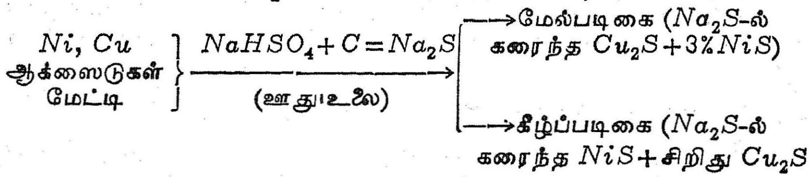


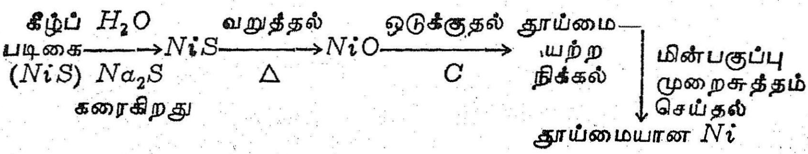
மான்டு நிக்கல் கார்பனைல் முறை





ஆர்போர்டு அல்லது மேல் கீழ்ப்படிகை முறை (Orford Process or Tops and Bottoms Process)





[மேல்படிகை—காப்பரைப் பெறப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.]

மின்முறையில் தூய்மைப்படுத்தல் : நிக்கல் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டின் பூரிதக் கரைசலில் மாசுள்ள நிக்கல் கட்டியை நேர்மின் முனையாகவும், தூய்மையான நிக்கல் தகட்டை எதிர்மின் முனையாகவும் அமைத்து மின்சாரத்தைப் பாய்ச்சினால், மிகத்தூய நிக்கல் எதிர் மின் முனையில் படிகிறது. நிக்கல் மூலாம் பூசுவதற்கும் இம்முறைதான் கையாளப்படுகிறது.

பண்புகள் : இது வெள்ளியைப் போன்ற வெண்மையான நல்ல மெருகேற்கும் தன்மை பெற்ற உலோகம்; காந்த சக்தியுடையது; 340°-ல் காந்த சக்தியை இழக்கிறது. தூய்மையான நிக்கல் மின்சாரத்தை நன்ருகக் கடத்தும். ஒரு கன அளவு உலோகம் 17 கன அளவுகள் ஹைட்ரஜனை உறிஞ்சும் தன்மை பெற்றுள்ளதால், வனஸ்பதி தயாரிப்பதில் இது ஹைட்ரஜனேற்றும் கரணியாகப் பயன்படுகிறது; காற்றில் தீவிரமாக எரியும். செஞ்சூட்டில் நீராவியைச் சிதைத்து ஹைட்ரஜனை விலக்கும். குளோரினுடன் வினைப்பட்டு $NiCl_2$-ஐத் தருகிறது; இது நீர்த்த HCl, H_2SO_4 அமிலங்களுடன் நன்ருக வினைப் படுவதில்லை; நைட்ரிக் அமிலத்திலும் இராஜத் திராவகத்திலும் கரைகிறது; $3Ni+8HNO_3 \rightarrow 3Ni(NO_3)_2+2NO+4H_2O$. காரக் கரைசல்களினால் நிக்கல் பாதிக்கப்படுவதில்லை.

பயன்கள் : மூசைகள், குழாய்கள், சோதனைச்சாலையில் பயன் படும் சாதனங்கள் ஆகியவற்றைச் செய்வதற்கும், பெருமளவில் மின்

மூலாம் பூசுவதற்கும் பயன்படுகிறது. பொடியாக உள்ள நிக்கல் வனஸ்பதி தயாரிக்க ஹைட்ரஜனேற்றியாகவும், 'வெள்ளை கோல்டு' என்றழைக்கப்படும் ($Au-Ni$) உலோகக் கலவை நகைகள் செய்வதற்கும் பயன்படுகின்றது. இது அநேக உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது; இவை பல்வேறு துறைகளிலும் பயன்படுகின்றன.

நிக்கலின் உலோகக் கலவைகள்

உலோகக் கலவை	இயைபு	பயன்கள்
1. நிக்கல் எஃகுகள்	Ni 0·5–2% ; C 0·15% Fe 96% (Cu 0·5 –1·5%)	ஆட்டோமொபைல்ஸ், புல்லட் கவசங்கள், போர்ச் சாதனங்கள்
2. நைக்குரோம் (Nichrome)	Ni 60% ; Cr 15% ; Fe 25%	மின் அடுப்புகள், இஸ்திரிப் பெட்டி
3. பெர்மாலாய் (Permalloy)	Ni 21·5% ; Fe 78·5%	நீண்டதூர செய்திப் போக்குவரத்துக் கம்பிகள் (cables)
4. இன்வார் (Invar)	Ni 35% ; Mn 0·5% C 0·5% ; Fe 64%	அளக்கும் கருவிகள், ஊசல்கள்
5. பிளாட்டினைட்டு (Platinite)	Ni 46% ; Fe 54 ; C 0·15%	கண்ணாடியினுள் நுழைக்கும் கம்பிகள், மின்சார விளக்குகளில் பயன்படும் கம்பிகள்
6. துருவேறு எஃகு (Stainless steel)	$Ni+Fe+Cr$	வேதியியல் கருவிகள், சமையல் பாத்திரங்கள், ஆய்வுக் கலன்கள்
7. மோனல் உலோகம் (Monel metal)	Ni 25% ; Cu 75%	நாணயங்கள்
8. கான்ஸ்டேன்டன் (Constantan)	Ni 40% ; Cu 60%	வெப்பந்தாங்கிச் சுருள்கள்

நிக்கல், கரிமச் சேர்மங்களில் ஹைட்ரஜனை ஏற்ற ஒரு சிறந்த வேக மாற்றியாகப் பயன்படுகிறது; இதற்காக நிக்கல் ஆக்ஸைடை, ஹைட்ரஜனில் 180°க்குக் கீழான வெப்ப நிலையில் ஒடுக்கி, நுண்ணிய பொடியாக உள்ள நிக்கல் பெறப்படுகிறது; 'ரேனி நிக்கல்' (Raney nickel) சிறிது அலுமினியம் சேர்ந்திருப்பது இதன் வேக மாற்றும் தன்மையை அதிகரிக்கிறது; எனவே, நிக்கலை அலுமினியத்துடன் உருக்கக் கிடைக்கும் உலோகக் கலவையை நன்ருக அரைத்துப் பொடியாகச் செய்யப்படுகிறது. இதைப் பின் $NaOH$ கரைசலுடன் வினைப்படுத்திக் கிடைக்கும் வண்டல் நன்கு கழுவப்படுகிறது. இவ்

வகையாகப் பெற்ற நிக்கல் காற்றினுல் எளிதில் பாதிக்கப்படக் கூடிய தாகையால் நீர் அல்லது ஆல்கஹாலில் இதைச் சேகரித்து வைக்கிருர்கள். ரேனி நிக்கல், நைட்ரேட்டுகள், நைட்ரைட்டுகள், ஹாலேட்டுகள், மாலிப்டேட்டுகள், டங்ஸ்டேட்டுகள் ஆகியவற்றை ஒடுக்கப் பயன் படுகிறது.

ஈரிணை நிக்கல் சேர்மங்கள்

நிக்கல் ஈரிணையுடைய சேர்மங்களில் பெருவாரியாகக் காணப் படுகிறது ; இந்நிலையில் பல நிலையான சேர்மங்கள் இருக்கின்றன. படிக நீருடை நிக்கல் சேர்மங்கள் பச்சை நிறத்தைப் பெற்றிருக்கின்றன ; நீரற்ற நிக்கல் சேர்மங்கள் பெரும்பாலும் மஞ்சளாகக் காணப் படுகின்றன. ஆனுல், இதன் உப்புக் கரைசல்கள் எப்பொழுதும் பச்சையாகவே இருக்கின்றன. $[Ni(H_2O)_6]^{+2}$ அயனி பச்சைநிற முடையது. நிக்கலுடன் சேரும் நேர் அயனிகளின் முனைவுகொள் திறனைப் (polarisability) பொறுத்து, அதன் சேர்மங்கள் நிறத்தைப் பெறுகின்றன. (உ - ம்.) நிக்கல் புரோமைடு மஞ்சளாகவும், தயோ சயனேட்டு பழுப்பாகவும், அயோடைடு கருமையாகவும் காணப் படுகின்றன.

நிக்கல் ஆக்ஸைடு NiO (Nickel oxide): நிக்கல் ஹைட் ராக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டைக் காற்றில்லாமல் சூடு செய்தால் பச்சைநிற NiO கிடைக்கிறது ; $Ni(NO_3)_2$-ஐச் சூடுசெய்தும் இதைப் பெறலாம் ; இது சூடுசெய்யும்பொழுது மஞ்சள் நிறத்தைப் பெறுகிறது ; அமிலங்களில் கரைந்து Ni^{+2} சேர்மங்களைத் தருகிறது.

நிக்கல் ஹைட்ராக்ஸைடு (Nickel hydroxide) : நிக்கல் உப்புக் கரைசல்களுடன் காரஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல்களைச் சேர்த்தால் ஆப்பிள் பச்சைநிற நிக்கல் (II) ஹைட்ராக்ஸைடு பெறப்படுகிறது. $Ni(OH)_2$, அயான் (II), கோபால்ட் (II) ஹைடிராக்ஸைடுகளைப் போலக் காற்றில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைவதில்லை. இது அமிலங்களில் கரைந்து உப்புகளையும், அம்மோனியாவில் கரைந்து ஆழ்ந்த நீலநிற $[Ni(NH_3)_6](OH)_2$ அணைவையும் தருகிறது.

நிக்கல் சல்ஃபைடு, NiS: நிக்கல் உப்பின் அம்மோனியா கரைசலினுள் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைச் செலுத்தினுல் கருநிற NiS வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இது கோபால்ட்டு சல்ஃபைடு போல அமிலங்களில் கரைவதில்லை. ஆனுல், இராஜத் திராவகத்தில் கரையும்.

நிக்கல் ஹாலைடுகள், NiX_2 (Nickel halides) : நிக்கல் கார்ப னேட்டை அல்லது ஆக்ஸைடை நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத் துடன் வினைப்படுத்தினுல் நிக்கல் குளோரைடு, ஹெக்ஸா ஹைட்ரேட்டு,

$NiCl_2 \cdot 6H_2O$ உண்டாகிறது. இது பிரகாசமான பச்சை நிறத்தையும், இதன் நீரற்ற உப்பு மஞ்சள் நிறத்தையும் உடையது. இது அம்மோனியாவுடன் சேர்ந்து அம்மைன் (ammine) அணைவைத் தருகிறது. இதை மின்பகு பொருளாகக் கொண்டால் குறைந்த மின்சக்தியே போதுமானதாக இருப்பதால், மின்முலாம் பூசுவதற்கு நிக்கல் சல்ஃபேட்டை விட இதுவே பயன்படுத்தப்படுகிறது.

நிக்கல் புரோமைடு இரண்டு நீர் மூலக்கூறுகளுடன் ($NiBr_2 2H_2O$) மஞ்சள் கலந்த பச்சைநிற ஊசிவடிவமான படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது. இது நீர்க்கும் தன்மையுடையது; நீர், ஈதர், ஆல்கஹால், நீர்த்த அம்மோனியா ஆகிய கரைப்பான்களில் கரைகிறது.

$$NiBr_2 + 6NH_3 \rightarrow [Ni(NH_3)_6]Br_2$$

நிக்கல் அயோடைடு ஹெக்ஸாஹைட்ரேட்டு, ($NiI_2 \cdot 6H_2O$) கருமை நிறமுடையது. இதன் நீர்த்த கரைசல் அயோடினை அதிக அளவில் கரைத்து, நிக்கல் பல்படி அயோடைடுகளைத் தருகிறது.

நிக்கல் நைட்ரேட்டு, $Ni(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ **(Nickel nitrates) :** நிக்கலை நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து இவ்வுப்பைப் பெறலாம்; இது நன்றாக நீர்க்கும் பச்சைநிற படிகவடிவான சேர்மம். இதைச் சூடு செய்தால் நிக்கல் ஆக்ஸைடு, நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடு, ஆக்ஸிஜன் ஆகியவை கிடைக்கின்றன.

$$2Ni(NO_3)_2 \rightarrow 2NiO + 4NO_2 + O_2$$

இந்நீருடை உப்பை N_2O_5வுடன் வினைப்படுத்துவதன் மூலம் நீரற்ற உப்பைப் பெறலாம்: $Ni(NO_3)_2 \cdot 6H_2O + 6N_2O_5 \rightarrow Ni(NO_3)_2 + 12HNO_3$. நிக்கல் நைட்ரேட்டு மெர்க்குரிக் சயனைடுடன் சேர்ந்து இரட்டை உப்புகளை $[Ni(NO_3)_2 \cdot Hg(CN)_2 \cdot 6H_2O]$ உண்டாக்குகிறது.

நிக்கல் கார்பனேட்டு, $NiCO_3$ **(Nickel carbonate) :** கார்பன் டைஆக்ஸைடை $KHCO_3$ கரைசலினுள் பூரிதமாகும்வரை செலுத்தி, பின் கரைசலை நிக்கல் (II) குளோரைடு அல்லது சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் வினைப்படுத்தினால் பச்சைநிற நிக்கல் கார்பனேட்டு உண்டாகிறது; பைகார்பனேட்டிற்குப் பதில் Na_2CO_3-ஐ உபயோகித்தால், நிக்கல் கார கார்பனேட்டு கிடைக்கிறது.

நிக்கல் சல்ஃபேட்டு, $NiSO_4 \cdot 7H_2O$ **(Nickel sulphate) :** நிக்கல் ஆக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டை நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது. நிக்கல் நைட்ரேட்டை அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சூடு செய்வதன்மூலமும் இதைப் பெறலாம். இது $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ ஆகிய உப்புகளுடன் ஒத்த

வடிவுடையதாக இருக்கிறது; இது நீலம் கலந்த பச்சை நிறமுடையது. 31·5°க்கு அதிகமான வெப்பநிலைகளில் கரைசலிலிருந்து படிகமாக மாறும்பொழுது ஹெக்ஸா ஹைட்ரேட்டாகக் ($NiSO_4 \cdot 6H_2O$) கிடைக்கிறது. இது மின் முலாம் பூசப் பயன்படுகிறது. நிக்கல் சல்ஃபேட்டு, அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுடன் நிக்கல் அம்மோனியம் இரட்டை சல்பேட்டு [$NiSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$] உப்பைத் தருகிறது; நிக்கல் மின்முலாம் பூசுவதில் இது மிகவும் பயன்படுகிறது. நீரற்ற நிக்கல் சல்ஃபேட்டை அடர் அம்மோனியா கரைசலில் கரைத்தால், [$Ni\ (NH_3)_4SO_4 \cdot 2H_2O$] உண்டாகிறது. இதனால் கரைசல் கருநீல நிறமாகக் காணப்படும்.

நிக்கல் ஃபார்மேட்டு, [$Ni\ (HCOO)_2$]$\cdot 2H_2O$: நிக்கல் சல்ஃபேட்டைச் சோடியம் ஃபார்மேட்டுடன் இரட்டைச் சிதைவுக்கு உட்படுத்தி இது தயாரிக்கப்படுகிறது; நிக்கல் வேகமாற்றியைத் தயாரிக்க இது பெரிதும் பயன்படுகிறது.

நிக்கல் (IV) ஆக்சைடு, NiO_2 (Nickelic oxide) : நிக்கல் உப்புக் கரைசலைச் சோடியம் ஹைப்போகுளோரைட்டுக் கரைசலுடன் வினைப்படுத்தினால், கருமையான நீருடை NiO_2 உண்டாகிறது. இது மாங்கனீசு டைஆக்சைடு போல ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்திலிருந்து குளோரினை விலக்குகிறது.

$$NiO_2 + 4HCl \rightarrow NiCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

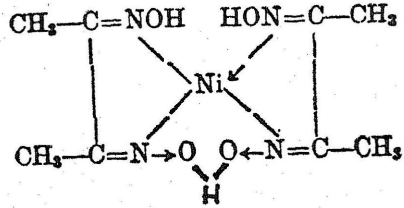
இதைத் தவிர, நிக்கலோநிக்கலிக் ஆக்சைடு, Ni_3O_4, செஸ்க்கு ஆக்சைடு, Ni_2O_3 ஆகியவைகளையும் நிக்கல் தருகிறது. நிக்கல் ஆக்சைடை மின் உலையில் $BaCO_3$வுடன் சூடுசெய்தால், பேரியம் நிக்கெலேட்டு ($BaO \cdot 2NiO_2$) கிடைக்கிறது.

நிக்கல் அணைவுகள் : அணைவுகளைத் தரும் தன்மை இடைநிலைத் தனிமங்களுக்கே உரித்தான குணமாகும்; எனவே நிக்கலும் அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகிறது. இதன் ஈதைல் அணைவுகளைப் பின்வரும் மூன்று வகைகளாகப் பிரிக்கலாம் :

(i) **எண்முக அணைவுகள் :** [$Ni\ (H_2O)_6$]$^{+2}$; [$Ni\ (NH_3)_6$]$^{+2}$
(பச்சை) (நீலம்)

(ii) **சதுரதள அணைவுகள்** (square planar complexes) : இவைகள் பெரும்பாலும் மஞ்சள், ஆரஞ்சு, சிவப்பு நிறங்களைப் பெற்றும், டயாகாந்த சக்தியுடையவைகளாகவும் இருக்கின்றன. (உ - ம்.) [$Ni\ (CN)_4$]$^{-2}$; நிக்கலின் பென்சைல் மீத்தைல் கிளையாக்ஸைம் அணைவு சிஸ் (cis), டிரான்ஸ் (trans) என்ற இருவகை சேர்மங்களாகக் காணப்படுவன; இவைகள் சதுரதள அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன.

(iii) நான்முக அணைவுகள், $Ni(CO)_4$ (Nickel tetracerbonyl): இது பராகாந்த சக்தியுடையது. நிக்கல் டைமீத்தைல் கிளையாக்ஸைம் (dimethyl glyoxime): ஃ-டைமீத்தைல் கிளையாக்ஸைம் உடன் நடுநிலை அல்லது காரச் சூழலில் நிக்கல் உப்புக் கரைசலைச் சேர்த்தால் இளஞ்சிவப்பு நிற வீழ்படிவு உண்டாகிறது; இந்த அணைவு பின்வரும் அமைப்பைப் பெற்றிருக்கிறது: நிக்கலை



வீழ்படிவாகப் பெறுவதற்கு மேற்கண்ட கரணியைவிட ஃ-டைபீனைல் கிளையாக்ஸைம் சிறந்தது.

பண்பறி பகுப்பு: (i) நிக்கல் உப்புகள் அம்மோனியா சூழலில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுடன் கருமைநிற வீழ்படிவைத் தருகின்றன. (ii) 0·01 மில்லி கிராம் நிக்கல் கரைசலிலிருந்தாலும் அதை மேற்கண்டபடி டைமீத்தைல் கிளையாக்ஸைமைச் (dimethyl glyoxime) சேர்த்தால் இளஞ்சிவப்பு வீழ்படிவு கிடைக்கும். நிக்கலுடன் கோபால்ட்டு சேர்ந்திருந்தாலும்கூட இச்சோதனைமூலம் நிக்கலைக் கண்டறிய முடியும்.

எடையறி பகுப்பு: நிக்கலை, நிக்கல் டைமீத்தைல் கிளையாக்ஸைம் வீழ்படிவாகச் செய்து, 120°-ல் உலர்த்தி, பின் எடையறியலாம்; கிடைக்கும் அணைவைச் சுட்டு NiO ஆக மாற்றியும் எடையறியலாம்.

28-d. பிளாட்டினம்
(Platinum)

ருத்தீனியம் (Ru), ரோடியம் (Rh), பலாடியம் (Pd) என்ற சுமார் 12 ஒப்பு அடர்த்தி உடைய இலேசான மூன்று உலோகங்களையும், ஆஸ்மியம் (Os), இரிடியம் (Ir), பிளாட்டினம் என்ற சுமார் 22 ஒப்பு அடர்த்தி உடைய கனமான மூன்று உலோகங்களையும் பிளாட்டினத் தொகுதி உலோகங்கள் என்பர். இந்த ஆறு உலோகங்கள் இயற்கையில் தனிம நிலையில் மிக அரிதாய்க் கிடைப்பவை; அதிக உருகு, மற்றும் கொதி வெப்பநிலைகளைக் கொண்டவை; சாதாரண நிலையில் வீரியமற்றவை; மிக்க உறுதியானவை; வினைவேகமாற்றியாகப் பயன்படுபவை; அதிக விலையுள்ளவை. இவ்வுலோகங்களில் மிக முக்கியமானதும் அதிகப் பழக்கத்திலுள்ளதுமான பிளாட்டினத்தைப் (platinum) பற்றி இங்கே அறிந்துகொள்ளலாம். பிளாட்டின அணுவில் உள்ள புற எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு : 2, 8, 18, 32, 17, 1.

தோற்றம் : ரஷ்யாவில் உள்ள யூரல் மலைகள், தென்னமெரிக்கா, கனடா, பிரிட்டிஷ் கொலம்பியா முதலிய இடங்களில் பிளாட்டினத் தொகுதி உலோகங்கள் தனிமநிலையில் கிடைக்கின்றன. கனடாவில் சட்பரி நிக்கல் தாதுக்களில் கழிவுப் பொருளாகப் பிளாட்டின உலோகங்கள் பெறப்படுகின்றன.

உலோகவியல் : சட்பரி நிக்கல் தாதுக்களில் இருந்து பெறப்படும் பிளாட்டின உலோகக் கழிவுகளை இராஜத் திராவகத்தில் (அடர் HNO_3+ அடர் HCl) கரைத்தால், $PtCl_6^{-2}$, $PdCl_4^{-2}$, $AuCl_4^{-1}$ என்ற அயனிகள் கரைசலில் இருக்கும்; மற்றப் பிளாட்டினத் தொகுதி உலோகங்கள், வெள்ளி முதலியவை வண்டலில் தங்கிவிடும். கரைசலை பெரஸ் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலால் ஒடுக்கினால், கோல்டு வீழ்படிவாகப் பிரித்து எடுத்து அப்புறப்படுத்தப்படுகிறது. கரைசலுடன் NH_4Clஐச் சேர்த்தால், பிளாட்டினம் $[(NH_4)_2PtCl_6]$ அம்மோனியம் குளோரோ பிளாட்டினேட்டு மஞ்சள் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இதைச் சூடேற்றி வறுத்தால் பிளாட்டின உலோகம் கிடைக்கிறது.

ஆற்று மணலில் தனிமநிலையில் சில இடங்களில் கிடைக்கும் பிளாட்டின உலோகங்களை நீரால் செறிவுபடுத்திப் பிரித்து எடுக்கலாம்.

பிளாட்டினத்தின் பண்புகள் : இது வெள்ளியைப் போன்ற பொலிவுள்ள மிக்க ஒப்பு அடர்த்தியுள்ள (21·4) உலோகம் ; இதை நுண்ணிய கம்பியாகவும் மிக மெல்லிய தகடுகளாகவும் தட்டலாம் ; கண்ணாடியும் இவ்வுலோகமும் ஒரே அளவு வெப்பத்தால் விரியும் தன்மை பெற்றிருப்பதால், கண்ணாடிச் சாதனங்களில் இவ்வுலோகக் கம்பியை உருக்கி நுழைக்கலாம். செஞ்சூட்டில் இவ்வுலோகத்தினூடே ஹைட்ரஜன் வாயு ஊடுருவிச் செல்லும். உயர்ந்த வெப்பநிலையிலும் ஆக்ஸிஜன் இதனுடன் வினைப்படாது. பலவிதமான அடர் அமிலங்களுடனும் இது வினைப்படுவதில்லை. இராஜத் திராவகத்தில் (aqua regia) இது கரைந்து, குளோரோ பிளாட்டினிக் அமிலத்தைத் தருகிறது :

$$HNO_3+3HCl \rightarrow 2H_2O+NOCl+2[Cl]\times 2$$
$$Pt+4[Cl] \rightarrow PtCl_4$$
$$PtCl_4+2HCl \rightarrow H_2PtCl_6$$

$$2HNO_3+8HCl+Pt \rightarrow H_2PtCl_6+4H_2O+2NOCl$$

இவ்வுலோகம் மிக நுண்ணிய துகளான நிலையில் மிக்க அளவு ஹைட்ரஜன் வாயுவை உறிஞ்சுகிறது. அடர் சல்ஃபியூரிக் அமிலம் இவ்வுலோகத்தைச் சிறிது சிறிதாக அரித்துக் கரைக்கிறது. கார உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகள், பெர்ஆக்ஸைடுகள், நைட்ரேட்டுகள், மற்றும் பைசல்ஃபேட்டுகள் போன்ற பொருள்கள் உருகிய நிலையில் பிளாட்டினத்துடன் வினைப்படுவதால், பிளாட்டினப் புடக்குகைகளில் (Crucibles) இவைகளைச் சூடேற்றக்கூடாது. கீழ்க்கண்ட ஆக்ஸிஜனேற்ற வினைகளில் இவ்வுலோகம் வேகமாற்றியாகச் செயல்படுகிறது :

$NH_3 \rightarrow NO$ (ஆஸ்ட்டுவால்டு முறை)

$SO_2 \rightarrow SO_3$ (தொடுகை முறை)

மீதைல் ஆல்கஹால் $\rightarrow H.CHO$ (ஃபார்மால்டிஹைடு) நிறைவுறு கரிம வேதியச் சேர்மங்கள் $\rightarrow$ நிறைவுற்ற கரிமவேதியச் சேர்மங்கள் (கூழ்நிலை பிளாட்டினத்தால் வினை நிகழும்.)

கீழ்க்கண்ட பலவகையான பிளாட்டின வகைகளைப் பல்வேறு விதமான வினைகளில் வேகமாற்றியாகப் பயன்படுத்துகிறார்கள் :

(a) **கருநிறப் பிளாட்டினம் (Platinum black) :** காரம் கலந்த சோடியம் ஃபார்மேட்டால் $PtCl_4$ கரைசலை ஒடுக்கினால் இவ்வகை உலோகம் கிடைக்கிறது.

(b) கடல் பஞ்சு பிளாட்டினம் (Spongy platinum): அம்மோனியம் குளோரோபிளாட்டினேட்டைச் சூடேற்றி இதைப் பெறலாம்.

(c) கல்நார் பிளாட்டினம் (Platinised asbestos): கல்நாரை $PtCl_4$ கரைசலில் நனைத்துச் சூடேற்றினால், கல்நாரின்மேல் மிக நுண்ணியத் துகளாக இவ்வுலோகம் படியும். தொடுகை முறையில் சல்பியூரிக் அமிலம் பெருவாரியாகத் தயாரிக்க இது வேகமாற்றியாகப் பயன்படுகிறது.

(d) கூழ்நிலை பிளாட்டினம் (Colloidal platinum): குளோரோ பிளாடினிக் அமிலத்தைக் காரகுணமுள்ள ஹைட்ரஸினால் (hydrazine) ஒடுக்கினால் இவ்வகை உலோகம் கிடைக்கும். கருவேலம் கோந்து (gum arabic) போன்ற கூழ்நிலை காக்கும் (protective colloid) பொருளின் முன்னிலையில் இவ்வகை உலோகம் நிறைவுறாக் கரிம வேதிப் பொருள்களை ஹைட்ரஜனேற்றமடையச் செய்து நிறைவுற்றதாக (saturated) மாற்றுகிறது.

பயன்கள்: அதிக உருகுநிலையும் (1774°), மந்த குணமும், காரங்களுடனும் அமிலங்களுடனும் வினைபுரியாத தன்மையையும் பெற்றிருப்பதால், இவ்வுலோகத்தால் செய்த புடக்குகைகள், தட்டுகள் முதலியன ஆய்வகங்களில் பயன்படுகின்றன. சுடர் சோதனையில் இதன் கம்பியை உபயோகிக்கிறோம். இது வினைவேகமாற்றியாகப் பயன்படுவதை முன்பே பார்த்தோம். செயற்கைப் பல் கட்டுவதற்கும் நகைகள் செய்வதற்கும் இவ்வுலோகம் பயன்படுகிறது.

பிளாட்டினச் சேர்மங்கள்: இவ்வுலோகம் 1 முதல் 4 வரை உள்ள இணை திறன்களைக் காட்டினாலும் +2 மற்றும் +4 இணைதிறன்கள் தான் முக்கியமானவை. இவ்வுலோகம் பலவித அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகிறது. நீர்க்கரைசல்களில் அணைவுச் சேர்மங்கள்தான் நிலைத்து இருக்கும்.

குளோரோ பிளாட்டினிக் அமிலம், H_2PtCl_6: பிளாட்டினம் உலோகத்தை இராஜத் திராவகத்தில் கரைத்தால், இவ்வமிலம் கிடைக்கிறது. இக்கரைசலை HCl உடன் சூடேற்றி HNO_3 வெளியே செல்லும் வரை ஆவியாக்கினால், இவ்வமிலம் செம்பழுப்பு நிற ஊசிபோன்ற படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது. இவ்வுலோக உப்புகளைக் குளோரோ பிளாட்டினேட்டுகள் என்பர். K_2PtCl_6, $(NH_4)_2PtCl_6$. இவை இரண்டும் மஞ்சள் நிறமுள்ள நீரில் அதிகம் கரையாத சேர்மங்கள்.

இவ்விரண்டும் பொட்டாசியம் மற்றும் அம்மோனியம் அயனிகளைக் கண்டறியவும் மதிப்பீடு செய்யவும் உதவுகின்றன. இவ்வகை உப்புகளைப் பெற, H_2PtCl_6 உடன் KCl மற்றும் NH_4Cl-ஐக் கரைசலில் முறையே சேர்த்துப் பெறலாம்.

$$H_2PtCl_6 + 2KCl \rightarrow K_2PtCl_6 \downarrow + 2HCl$$

$$H_2PtCl_6 \xrightarrow[370^\circ]{\Delta} 2HCl + PtCl_4$$

$$H_2PtCl_6 + 4KI \xrightarrow{\text{கரைசல்}} PtI_4 + 4KCl + 2HCl$$

$$H_2PtCl_6 + 2H_2S \rightarrow PtS_2 \downarrow + 6HCl$$

இவ்வமிலத்தின் பேரியம் உப்பு தங்கநிறமுடையது; இது ஒளியை உறிஞ்சி பச்சைநிற ஒளிவீசும் (green fluoresence). எக்ஸ்-கதிர் திரைகளில் (X-ray screens) பேரியம் குளோரோ பிளாட்டினேட்டு பயன்படுகிறது.

பிளாட்டின குளோரைடுகள் நான்குள்ளன (Four Platinum Chlorides). $PtCl$, $PtCl_2$, $PtCl_3$, $PtCl_4$. இவை கீழ்க்கண்ட மிகக் குறுகிய வெப்ப அளவு எல்லைகளுக்குள்தான் (range) நிலைத்திருக்கும்.

$PtCl$: 581°—583°; $PtCl_2$: 435°—581°; $PtCl_3$: 370°—435°; $PtCl_4$: 370° வெப்பநிலைக்குக் கீழே.

$$H_2PtCl_6 \xrightarrow{300^\circ} PtCl_2 + 2HCl + Cl_2$$

$$H_2PtCl_6 \xrightarrow[\text{ஒடுக்கம்}]{SO_2} H_2PtCl_4 + 2HCl$$

(குளோரோ பிளாட்டினஸ் அமிலம்)

பிளாட்டினிக் குளோரைடு, $PtCl_4$ (Platinic Chloride): குளோரின் வாயுவின் முன்னிலையில் H_2PtCl_6-ஐச் சூடேற்றிச் செம்பழுப்பு நிற $PtCl_4$-ஐப் பெறலாம். இது நீரில் கரைந்து, அமிலத்தன்மையைப் பெற்றிருக்கிறது; ஏனெனில் $PtCl_4$ நீராற் பகுக்கைக்குட்பட்டு $H_2[PtCl_4(OH)_2]$ என்ற அமிலமாக மாறுகிறது.

பிளாட்டினஸ் குளோரைடு, $PtCl_2$ (Platinous Chloride): $PtCl_4$ஐ 300°-க்குச் சூடேற்றினால் இது கிடைக்கிறது. இது நீரில் கரையாத பழுப்புநிறப் பொடி. ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திலும் குளோரைடு அயனிகளிலும் கரைந்து, $[PtCl_4]^{-2}$ அயனியைக் கொடுக்கிறது. இதைப்போன்ற பிளாட்டினோ குளோரைடுகளை, H_2PtCl_6 கரைசலை SO_2 உடன் ஒடுக்கியும் பெறலாம்.

பகுப்பு முறையில் கண்டறிதல் : (a) பிளாட்டினச் சேர்மங்களைக் கொண்டுள்ள கரைசலை ஒடுக்கினால், பிளாட்டின உலோகத்தைப் பெறலாம். பெரஸ் சல்ஃபேட்டுப் போன்ற ஒடுக்கிகளை உபயோகிக்கலாம் ; (b) இவ்வுலோகத்தை இராஜத் திராவகத்தில் கரைத்துப் பெற்ற கரைசலுடன் NH_4Cl-ஐச் சேர்த்தால் மஞ்சள்நிறப் படிக வடிவுடைய அம்மோனியம் குளோரோ பிளாட்டினேட்டு வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. பின்னதை நன்கு சூடேற்றினால் மறுபடியும் பிளாட்டின உலோகத்தைப் பெறலாம்.

$$Pt \xrightarrow{HCl + HNO_3} H_2PtCl_6 \xrightarrow{NH_4Cl} (NH_4)_2PtCl_6 \xrightarrow{\triangle} Pt.$$

வினாக்கள்

I. முதல் தொகுதி (H, Li, Na, K, Cu, Ag, Au)

ஹைடிரஜன் (H)

1. தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஹைடிரஜனின் இருப்பிடத்தைப்பற்றி எழுது. அதன் பண்புகளைக் கார உலோகங்களுடனும், ஹாலஜன் குடும்பத் தனிமங்களுடனும் ஒப்பிடுக.

2. உட்கவர்தல், ஆர்தோ ஹைடிரஜன், பாரா ஹைட்ரஜன், அணுநிலை ஹைட்ரஜன், வீரிய ஹைட்ரஜன், பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் என்பனவற்றைப்பற்றிக் குறிப்பு வரைக.

3. கன ஹைட்ரஜன், அணுநிலை ஹைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் அயனி முதலியன ஹைட்ரஜனிலிருந்து எவ்வாறு மாறுபட்டுள்ளன ?

4. வாணிப முறையில் ஹைட்ரஜன் தயாரிக்கப்படும் முறைகளைப் பற்றி விவரித்து எழுதுக.

5. வாணிப முறையில் ஹைடிரஜனைப் பின்வரும் பொருள்களிலிருந்து எவ்வாறு தயாரிக்கிறார்கள் :

(a) நீர்வாயு, (b) நீராவி, (c) ஹைடிரோ கார்பன்கள்,
(d) நீர்.

6. சோதனைச்சாலையில் தூய்மையான உலர்ந்த ஹைடிரஜன் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? இதிலுள்ள மாசுகள் யாவை? அவைகள் எவ்வாறு நீக்கப்படுகின்றன? இவ்வாயு பெருவாரியான அளவில் எவ்வாறு பயன்படுகிறது?

7. ஹைடிரஜனின் பல்வேறு வகைகளைப்பற்றி விளக்கு. ஹைடிரஜன் ஒரு நேர்மின் தனிமமாகவும், எதிர்மின் தனிமமாகவும் எவ்வாறு செயல்படுகிறது என்பதை விளக்குக.

கார உலோகங்கள் (Li, Na, K)

1. கார உலோகங்களையும், நாணய உலோகங்களையும் ஓர் அட்டவணையில் அவைகளின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புடன் குறிக்க. அவைகளின் பௌதிக, வேதியியல் பண்புகளில் உள்ள முக்கிய வேற்றுமைகளைக் கூறுக. பல வித்தியாசங்கள் இருந்தாலும் தனிம

வரிசை அட்டவணையில் அவைகள் ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டதன் காரணத்தை விளக்குக.

2. லித்தியத்தின் இடத்தைப்பற்றிக் கூறி, அதன் பண்புகளை விவரி. லித்தியத்தின் பண்புகளை சோடியத்தின் பண்புகளுடன் ஒப்பிடுக.

3. லித்தியம் எவ்வாறு இயற்கையில் கிடைக்கிறது? அதன் தாதுவிலிருந்து லித்தியம் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? லித்தியம் மற்றக் கார உலோகங்களிலிருந்து எவ்வாறு வேறுபட்டுள்ளது?

4. லித்தியத்தின் குணங்களை அது ஆவர்த்தன அட்டவணையில் அமைந்துள்ள இடத்தைக் கொண்டு விளக்குக. அதன் கனிமங்களிலிருந்து எவ்வாறு பெறப்படுகிறது? லித்தியத்தின் பயன்களையும் லித்தியச் சேர்மங்களின் பயன்களையும் விளக்குக.

5. சோடியம் குளோரைடிலிருந்து சோடியம் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? அதன் முக்கிய பயன்களைக் கூறுக. அதன் பண்புகளை லித்தியம், பொட்டாசியம் ஆகியவற்றின் பண்புகளோடு ஒப்பிடுக.

6. காஸ்ட்னரின் மின்பகுப்பு முறை மூலம் எவ்வாறு சோடியம் தயாரிக்கப்படுகிறது? கார உலோகங்கள் காரமண் உலோகங்களினின்றும் எவ்வாறு வேறுபட்டுள்ளன என்று விவரி.

7. சோடியம் குளோரைடிலிருந்து எவ்வாறு (a) சோடியம் கார்பனேட்டை அம்மோனியா சோடா முறையிலும், (b) எரிசோடாவை மின்பகுப்பு முறையிலும் தயாரிப்பாய்?

8. சோடியம், சோடியம் ஹைடிராக்சைடு, சோடியம் கார்பனேட்டு, சோடியம் ஹைபோகுளோரைட்டு, சோடியம் குளோரேட்டு ஆகியவற்றை மின்பகுப்பு முறையில் தயாரிக்கும் வகைகளைப் பற்றி விவரி.

9. பொட்டாசியம் உப்புகள் தயாரிக்கப் பயன்படும் கனிமங்கள் எவை? எவ்வாறு பொட்டாசியம் கார்பனேட்டு, எரிபொட்டாஷ், பொட்டாசியம் நைட்ரேட், பொட்டாசியம் குளோரேட்டு முதலியன அப்பொருள்களிலிருந்து வியாபார முறையில் தயாரிக்கப்படுகின்றன?

10. சோடியம் தயோசல்பேட்டு, சோடியம் சல்பைடு, பொட்டாசியம் பெர்ரோசயனைடு, சோடியம் சயனைடு, சோடியம் பெராக்சைடு, பொட்டாசியம் கார்பனேட், பொட்டாசியம் குளோரேட்டு ஆகியவை எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றன? இவற்றின் பண்புகள், பயன்களைப் பற்றிக் குறிப்பு எழுதுக.

11. Li, Na, K ஆகியவற்றின் வேதியியல் பண்புகள் அவைகளின் அணு எண் அதிகரிப்புக்கு ஏற்ப மாறுபடுகிறது. இதைத் தகுந்த ஆதாரங்களுடன் நிரூபி.

நாணய உலோகங்கள் (Cu, Ag, Au)

1. காப்பர், சில்வர், கோல்டு ஆகியவைகளின் பொதுப் பண்புகளை விளக்குக. எந்தப் பண்புகளில் இத் தனிமங்களும் இவற்றின் சேர்மங்களும் காரவுலோகங்களிலிருந்தும் ஒத்தும், வேறுபட்டும் காணப்படுகின்றன?

2. காப்பர், சில்வர், கோல்டு முதலியன தனிம வரிசை அட்டவணையில் தாம் அமைந்துள்ள இடத்திற்குப் பொருத்தமான குணங்களைப் பெற்றுள்ளன என்று விளக்குக.

3. தூய காப்பர் அதனது தனிமங்களிலிருந்து எவ்வாறு பெறப்படுகிறது? பிரித்தெடுக்கப்படும் முறைகளைத் தத்துவங்களோடு விளக்கி எழுதுக. ஒரு கரைசலிலுள்ள காப்பரின் எடையைப் பருமனறி பகுப்பு முறையில் எவ்வாறு கண்டுபிடிப்பாய்?

4. காப்பர் சல்பேட்டுக் கரைசல் கீழ்க்கண்டவைகளுடன் எவ்வாறு வினைப்படுகிறது: (a) அயர்ன்; (b) பாஸ்வரஸ்; (c) பொட்டாசியம் அயோடைடு; (d) பொட்டாசியம் சயனைடு சமன்பாடுகளை எழுது. காப்பர் சல்பேட்டை எவ்வாறு குப்ரஸ் குளோரைடாகவும், குப்ரஸ் ஆக்சைடாகவும் மாற்றுவாய்?

5. சில்வர் எவ்வாறு அதன் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? ஓர் உலோகக் கலவையில் Ag, Cu, Au ஆகியவைகள் இருக்கின்றன. இவற்றை எவ்வாறு தனித்தனியே பிரித்தெடுப்பாய்?

6. சில்வர் கலந்துள்ள லெட்டிலிருந்து சில்வரை நீக்கும் முறைகளை விவரி. பின்வரும் வினைகளில் என்ன மாற்றம் ஏற்படுகிறது: (a) AgClஐ NaOH உடன் கொதிக்கவைக்கும்போது; (b) AgClஐ அம்மோனியா கரைசலுடன் சேர்க்கும்போது; (c) AgClஐ Na_2CO_3 உடன் சேர்க்கும்போது?

7. போட்டோகிராஃபியில் (ஒளிப்பட இயலில்) சில்வர் உப்புகள் பயன்படுவதையும் அதன் வேதியியலையும்பற்றி ஒரு கட்டுரை வரைக.

8. கோல்டின் பண்புகளை சில்வரின் பண்புகளுடன் ஒப்பிடுக. கோல்டு இயற்கையில் இந்தியாவில் எங்குக் கிடைக்கிறது? அதைப் பிரித்தெடுப்பதிலுள்ள வேதியியலை விளக்குக.

9. இயற்கையில் கோல்டு எவ்வாறு கிடைக்கிறது? அது எவ்வாறு இயற்கைத் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? கோல்டை மின்முறையில் தூய்மையாக்குதலிலுள்ள அடிப்படைக் கருத்துகளை விளக்குக. தனிம வரிசை அட்டவணையில் கோல்டின் இடத்தை விவரி.

10. கோல்டு தயாரிக்கும் முறை, அதன் பண்புகள், பயன்கள் ஆகியவற்றை விவரி. 'ரோல்டு கோல்டு', 'பர்பிள் ஆஃப் காஸியஸ்' என்றாலென்ன?

11. சயனைடு முறையில் கோல்டைப் பிரித்தெடுக்கும் முறையை விவரி. கோல்டு தனிமத்திலிருந்து (a) ஆரிக் குளோரைடு, (b) குளோரோ ஆரிக் அமிலம், மற்றும் (c) பர்பிள் ஆஃப் காசியஸ் முதலியவற்றை எவ்வாறு தயாரிப்பாய்?

12. சிறு குறிப்பு எழுதுக:
(a) காப்பர் உலோகக் கலவைகள்.
(b) ஒரிணை திறனுள்ள காப்பர் சேர்மங்கள்.

13. குறிப்பு எழுது:
(a) அம்மோனியா சோடா முறை.
(b) ஹைப்போ.

II. இரண்டாம் தொகுதி (Mg, Ca, Sr, Ba, Zn, Cd, Hg)

1. மக்னீசியத்தின் உலோகவியலை விவரி. அதன் குணங்களையும், பயன்களையும், உலோகக் கலவைகளையும்பற்றித் தொகுத்துக் கூறுக.

2. கால்சியத்தின் முக்கியமான தாதுக்கள் எவை? அதன் உலோகவியலை விவரி. சிறு குறிப்பெழுதுக: (a) கால்சியம் கார்பைடு; (b) பிளாஸ்டர் ஆஃப் பாரிஸ்.

3. பிட்ச்பிளெண்டிலிருந்து ரேடியம் எவ்வாறு பெறப்படுகிறது? அதன் குணங்களையும் பயன்களையும் விவரி.

4. ரேடியம் எவ்வாறு கண்டுபிடிக்கப்பட்டது? கனிம வேதியியலின் வளர்ச்சிக்கு ரேடியம் எவ்வாறு உதவியுள்ளது என்று விளக்குக.

5. சிங்க், கேட்மியம், மெர்க்குரி ஆகிய உலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்கும் முறை, அவற்றின் ஆக்சைடுகள், குளோரைடுகள், சல்பைடுகள், அவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு முதலியவற்றைக் கொண்டு இவ்வுலோகங்களின் வேதியியலை ஒப்பிடுக.

6. சின்னபாரிலிருந்து மெர்க்குரி எவ்வாறு பெறப்படுகிறது? அது எவ்வாறு தூய்மைப்படுத்தப்படுகிறது?

7. மெர்க்குரி உலோகத்திலிருந்து கீழ்க்கண்ட சேர்மங்கள் எவ்வாறு பெறப்படுகின்றன?

(a) மெர்குரிக் நைட்ரேட்டு, (b) மெர்குரஸ் நைட்ரேட்டு, (c) மெர்குரிக் குளோரைடு, (d) மெர்குரஸ் குளோரைடு இவற்றின் உபயோகங்களைக் கூறு.

8. சிங்கின் தாதுக்கள் எவை? சிங்க் உலோகம் பொதுவாக எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? அதன் பண்புகளையும் பயன்களையும் கூறுக.

9. சிங்க், கேட்மியம், மெர்க்குரி ஆகிய உலோகங்களுக்கு இடையேயுள்ள முக்கியமான ஒற்றுமைகளையும் வேற்றுமைகளையும் குறிப்பிடு.

III. மூன்றும் தொகுதி (B, Al, La, Ac)

1. போரன் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? (a) போரிக் அமிலம், (b) போராக்ஸ், (c) பொட்டாசியம் போரோ ஃபுளூரைடு முதலியன போரானிலிருந்து எவ்வாறு பெறப்படுகின்றன? இச் சேர்மங்களின் பண்புகளையும் பயன்களையும்பற்றிக் குறிப்பெழுது.

2. போரனின் குணங்களை C, Si, Al ஆகியவற்றின் குணங்களுடன் விரிவாக ஒப்பிட்டு விளக்குக.

3. தூய்மையாக்கப்பட்ட பாக்ஸைட்டிலிருந்து அலுமினியம் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? அலுமினியத்தின் உலோகக் கலவைகளைப்பற்றிக் குறிப்பு எழுதுக. அலுமினியம் உலோகத்திலிருந்து கீழ்க்காணும் பொருள்கள் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றன: (a) அலுமினியம் குளோரைடு நீரிலி; (b) பொட்டாசியம் அலுமினியம் ஆலம்; (c) அலுமினியம் ஆக்சைடு?

4. லாந்தனைடுகள் என்றாலென்ன? லாந்தனத்தைப்பற்றிச் சிறு குறிப்பு எழுதுக.

5. பாக்சைட்டு எவ்வாறு தூய்மையாக்கப்படுகிறது?

6. போரன் கார்பனை எவ்விதத்தில் ஒத்துள்ளது? எவ்விதத்தில் வேறுபட்டுள்ளது?

7. சிறு குறிப்பு எழுது:

(a) போரன் ஹைடிரைடுகள்; (b) டைபோரனின் அமைப்பு;

(c) போரன் டிரைபுளூரைடு; (d) சோடியம் போரோ ஹைடிரைடு.

IV. நான்காம் தொகுதி (C, Si, Sn, Pb, Ti)

1. C, Si, Sn, Pb ஆகியவைகளை ஆவர்த்தன அட்டவணையில் ஒரே தொகுதியில் வைத்துள்ளதற்குக் காரணங்களைக் கூறுக.

2. டின், லெட்டு ஆகியவற்றின் வேதியியலை அவைகளின் பல்வேறுபட்ட இணைதிறன்களைக் கொண்ட சேர்மங்களின் நிலைப்புத் தன்மைகளைக் கூறி ஒப்பிடுக. டின்னும் லெட்டும் அவைகளின் தனிமங்களிலிருந்து எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன?

3. லெட்டின் முக்கியத் தாதுக்களின் பெயர்களையும் வாய்பாடு களையும் எழுது. லெட் எவ்வாறு அதன் சல்பைடு தாதுவிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? பின் எவ்வாறு சுத்தம் செய்யப்படுகிறது?

4. சிறு குறிப்பு வரைக: (a) சிலிகானின் ஹைடிரைடுகள்; (b) வைரத்தின் கடினத் தன்மை; (c) கிராஃபைட்டின் மிருது தன்மை; (d) வெள்ளை லெட்டு; (e) லெட் டெட்ராகுளோரைடு.

5. (a) கார்பன் டைசல்பைடு, (b) ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு, (c) கார்பொரண்டம், (d) கால்சியம் கார்பைடு ஆகியவைகளின் தயாரிப்பு மற்றும் பயன்கள்பற்றி எழுதுக.

6. டைட்டேனியத்தின் முக்கியமான கனிமங்களைக் கூறுக. இவற்றின் கனிமங்களிலிருந்து இந்த உலோகம் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? இதனுடைய முக்கியச் சேர்மங்களாகிய TiO_2, $TiCl_3$, $TiCl_4$ முதலியவைகளின் தயாரிப்பு முறைகள், பண்புகள் மற்றும் பயன்கள் ஆகியவற்றை விளக்கி எழுதுக.

7. டைட்டேனியம், தோரியம் ஆகியவற்றின் பண்புகளை ஒப்பிடுக. இந்த இரு உலோகங்களும் எவ்வாறு லெட்டுடன் ஒத்துள்ளன?

8. உலோகக் கார்பனைல்கள்பற்றி ஒரு கட்டுரை வரைக.

9. கார்பன் மோனாக்ஸைடுபற்றிய கட்டுரை கீழ்க்கண்ட தலைப்பு களில் எழுதுக: தயாரிப்பு, பௌதிக வேதியியல் பண்புகள், அமைப்பு, பயன்கள், கண்டறிய முடியும் சோதனைகள்.

V. ஐந்தாம் தொகுதி (N, P, As, Sb, Bi, V)

1. N, P, As, Sb, Bi ஆகியவற்றின் ஹைடிரைடுகளைத் தயாரிக்கும் முறைகளையும் அவற்றின் பண்புகளையும் ஒப்பிடுக.

2. ஹைடிரோஸோயிக் அமிலம் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? அதன் பயன்கள் யாவை?

3. பாஸ்பரஸின் ஆக்சைடுகள், ஆக்ஸி அமிலங்கள், அவைகளின் அமைப்பு முதலியவற்றைப்பற்றி ஒரு விரிவான கட்டுரை வரைக.

4. நைட்ரஜன் குடும்பத்தில் உள்ள தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பை விளக்குக.

5. 'வாயுமண்டல நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல்' என்றா லென்ன? நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்தும் முக்கியமான தொழில் முறைகளை விளக்கத்துடன் எழுதி, அப்போது ஏற்படும் பௌதிக, வேதியியல் மாற்றங்களின் அடிப்படைத் தத்துவத்தையும் விளக்குக.

6. கீழ்க்கண்டவற்றை எவ்வாறு தயாரிக்கலாம்? அவற்றின் முக்கியப் பண்புகள் யாவை? (a) ஹைடிரஸீன் சல்ஃபேட்டு, (b) சோடியம் அஸைடு.

7. நைட்ரஜன், பாஸ்வரஸ் ஆகியவற்றின் ஹைடிரைடுகள், ஹாலைடுகள், ஆக்சைடுகள் ஆகியவற்றின் பண்புகளை ஒப்பிடுக.

8. நைட்ரிக் அமிலம் வாணிப முறையில் எவ்வாறு தயாரிக்கப் படுகிறது? இவ்வமிலம் உலோகங்களுடனும் அலோகங்களுடனும் எவ்வாறு வினைபுரிகிறது?

9. அம்மோனியா எவ்வாறு வியாபார முறையில் தயாரிக்கப் படுகிறது?

10. As, Sb, Bi ஆகியவற்றின் பண்புகளிடையேயுள்ள ஒற்றுமை வேற்றுமைகளைக் குறிப்பிடுக; அவைகள் ஒரே தொகுதியில் சேர்க்கப் பட்டுள்ளது சரி என்று நிரூபி.

11. எவ்வாறு வெள்ளை ஆர்செனிக்கின் எடையை எடையறி முறையில் நிர்ணயிப்பாய் என்று தெளிவாக எழுது.

12. N, P, As, Sb, Bi ஆகிய தனிமங்களின் பௌதிக, வேதியப் பண்புகளை ஒப்பிடுக. இதிலிருந்து இவைகள் தனிம அட்டவணையில் ஐந்தாம் தொகுதியில் வைக்கப்படவேண்டிய காரணங்களை விளக்குக.

13. கார்னலைட், வெனேடினைட் ஆகியவற்றிலிருந்து வெனேடியம் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? அதன் குணங்களையும் பயன்களை யும் விவரி. வெனேடிய ஆக்சைடுகளின் தயாரிப்புப்பற்றியும், அவற் றின் பயன்களைப்பற்றியும் எழுதுக.

14. கீழ்க்கண்டவற்றை எவ்வாறு தயாரிப்பாய்: (a) ஹைப்போ நைட்ரஸ் அமிலம்; (b) ஹைடிராக்சில் அமைன்; (c) நைட்ரஸ் அமிலம்; (d) பாஸ்ஃபோனியம் அயோடைடு; (e) கால்சியம் சூப்பர் பாஸ்பேட்டு; (f) நைட்ரஜன் வட்டம்.

VI. ஆறும் தொகுதி (O, S, Se, Cr, Mo, W, U)

1. பெருவாரியான அளவில் ஆக்ஸிஜனைத் தயாரிக்கும் முறைகளை விவரி. பலவகைப்பட்ட ஆக்சைடுகளின் பண்புகளைத் தொகுத்து எழுது.

2. ஓஸோன், ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கும் முக்கிய முறைகளைப்பற்றி விளக்கிக் கூறுக. அவற்றின் பண்புகளை விவரி. இவற்றிற்கு இடையேயுள்ள ஒற்றுமை வேற்றுமை களை விவரி.

3. ஓஸோனின் அமைப்பையும், ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடின் அமைப்பையும் விவரித்து, அவைகள் எவ்வாறு சோதனைகள்மூலம் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளன என்றும் விவரி.

4. குறிப்பு எழுதுக:
(a) மந்த வாயுக்கள்; (b) ஆக்சைடுகளின் வகைகள்.

5. ஆக்சிஜனேற்றம், ஒடுக்கம்—இவைகளைப்பற்றிய தற்கால எலெக்ட்ரான் கொள்கையைத் தக்க சான்றுகளுடன் விவரித்து எழுதுக.

6. காரங்கள், அமிலங்கள், ஏற்றிகள், ஒடுக்கிகள் முதலியவற்றின் சமான எடைகளின் இலக்கணத்தை வரையறுத்து எழுதுக. தக்க சான்றுகளுடனும் சமன்பாடுகளுடனும் எவ்வாறு இவற்றின் சமான எடைகளைக் கண்டுபிடிப்பது என்று விளக்கமாக எழுதுக.

7. மின்பகுப்பு முறையில் H_2O_2 எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? அது எவ்வாறு அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது? H_2O_2 ஓர் ஆக்ஸிஜனேற்றி யாகவும் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியாகவும் செயல்படுகிறது என்பதைச் சமன்பாடுகளுடன் விளக்குக.

8. ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு எவ்வாறு அதிக அளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது? அது வினைவேகமாற்றியினால் சிதைக்கப் படுவதை விளக்குக. இச் சேர்மத்தைக் கண்டறிய உதவும் சில சோதனைகளைக் கூறுக. ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடின் அமைப்பை எவ்வாறு நிர்ணயிப்பாய்?

9. நுரைதரா நீரை நுரைதரும் நீராக மாற்றும் முறைகளைப் பற்றி விரிவாக எழுது.

10. கனநீர் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? இதன் பண்புகள், பயன்களைப்பற்றிக் குறிப்பு வரைக.

11. நீரின் பருமனறி அமைப்பு, மற்றும் கனவளவறி அமைப்பு முதலியவற்றை எவ்வாறு சோதனைகள்மூலம் கண்டறியலாம்? Se, S ஆகியவற்றின் வேதியியலை ஒப்பிட்டு விளக்குக.

12. சல்பூரிக் அமிலத்தைத் தொடுகை முறையில் தயாரிப்பதை விளக்குக. இம் முறையையும் லெட்டு அறை முறையையும் ஒப்பிடுக.

13. சல்பரின் பெர்ஆக்ஸி அமிலங்களைப்பற்றி ஒரு கட்டுரை வரைக. அவற்றை எவ்வாறு வேற்றுமைப்படுத்தி அறியலாம்?

14. தயானிக் அமிலங்கள்பற்றி விரிவாக ஒரு கட்டுரை வரைக.

15. குரோமியத்தின் முக்கியத் தாதுக்கள் யாவை? இவ்வுலோகம் அதன் தாதுக்களிலிருந்து எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? குரோமியத்தின் இணைதிறனைப்பற்றி விளக்குக.

16. (a) குரோமைல் குளோரைடு, (b) குரோமியம் டிரையாக்ஸைடு, (c) குரோம் ஆலம், மற்றும் (d) பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டு முதலியன தயாரிக்கும் முறை, பண்புகள், மற்றும் பயன்களைப்பற்றி ஒரு கட்டுரை வரைக.

17. சல்பர், குரோமியம் ஆகிய தனிமங்களின் ஒத்த சேர்மங்களின் பண்புகளை விளக்குக.

18. மாலிப்டினத்தின் முக்கியச் சேர்மங்களைப்பற்றிக் கூறி அவற்றின் பண்புகளையும் பயன்களையும் எழுது. Mo எவ்வகையில் Crஐ ஒத்துக் காணப்படுகிறது என்று விவரி.

19. யுரேனியம் இயற்கையில் எவ்வாறு கிடைக்கிறது? அது எப்படிப் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? அதன் தற்காலப் பயன்கள் யாவை? யுரேனியச் சிதைவினுல் கிடைக்கும் பொருள்கள் யாவை? யுரேனியத்தின் முக்கியச் சேர்மங்களைப்பற்றிக் குறிப்பு எழுது.

20. W, U ஆகியவற்றின் பௌதிக, வேதியியல் குணங்களை ஒப்பிடுக.

21. குறிப்பு வரைக: (a) குரோமியத்தின் பெராக்சி சேர்மங்கள்; (b) கனநீர்; (c) ஆக்சிஜனைக் காற்றிலிருந்து தொழில் முறையில் பெறுதல்.

22. கீழ்க்கண்டவற்றின் தயாரிப்பு, பண்புகள், மற்றும் பயன்களைப்பற்றி விளக்கி எழுதுக: (a) சல்ஃபர் ஹெக்சா ஃப்ளூரைடு; (b) தயோனைல் குளோரைடு; (c) சல்ஃபர் மானேகுளோரைடு; (d) குரோமஸ் அசிட்டேட்டு.

23. மாலிப்டினத்தின் உலோக இயலை விளக்குக. அதன் முக்கியப் பண்புகளை விளக்குக. (a) அம்மோனியம் மாலிப்டேட், (b) அம்மோனியம் பாஸ்போமாலிப்டேட், (c) மாலிப்டினம் பென்டா குளோரைடு ஆகியவற்றை மாலிப்டினைட்டு தாதுவிலிருந்து எவ்வாறு தயாரிப்பாய்?

VII. ஏழாம் தொகுதி (F, Cl, Br, I, Mn)

1. B, N, O, F ஆகியவைகளின் எளிய ஹைடிரைடுகளைத் தயாரிக்கும் முறை, அவற்றின் பண்புகள், அமைப்பு முதலியவற்றை ஒப்பிட்டு விளக்குக.

2. ஃபுளூரினைத் தயாரிப்பது மற்ற ஹாலஜன்களைத் தயாரிப்பதைக் காட்டிலும் ஏன் மிகவும் கடினமானதாக இருந்தது? ஃபுளூரின் மற்ற ஹாலஜன்களின் பண்புகளிலிருந்து எவ்வாறு மாறுபட்டுள்ளது?

3. ஃபுளூரினின் முக்கியச் சேர்மங்களை எழுது. ஹைடிரஜன் ஃபுளூரைடின் பண்புகளை ஹைடிரஜன் குளோரைடின் பண்புகளோடு ஒப்பிடுக.

4. ஹைடிரஜன் ஃபுளூரைடு நீரிலியை எவ்வாறு தயாரிப்பாய்? இதிலிருந்து ஃபுளூரினை எவ்வாறு பெறுவாய்? ஃபுளூரினின் குணங்களை விளக்கி, இத்தனிமம் ஏன் ஹாலஜன் குடும்பத்தில் சேர்க்கப்பட்டுள்ளது என்று விவரி.

5. மின்பகுப்பு முறையில் குளோரின் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? அதன் பண்புகளை மற்ற ஹாலஜன் குடும்பத் தனிமங்களின் பண்புகளோடு ஒப்பிட்டு விளக்குக.

6. குளோரினின் ஆக்சைடுகள், ஆக்சிஅமிலங்கள் யாவை? அவை எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றன? அவற்றின் வாய்பாடுகள், அமைப்பு முதலியவற்றை விளக்கி ஒரு கட்டுரை வரைக.

7. பொட்டாசியம் குளோரேட்டு, பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டு, பொட்டாசியம் குளோரைட்டு ஆகியவைகளை எவ்வாறு வேறுபடுத்திக் காண்பாய்?

8. ஃபுளூரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகியவற்றின் வேதியப் பண்புகள் அவைகளின் அணு எண்ணின் அதிகரிப்புக்கு ஏற்ப மாறுவதை விவரி.

9. ஹாலஜன்களின் வேதியியலை ஒப்பிட்டு இவைகள் ஒரே குடும்பத்தைச் சார்ந்த தனிமங்கள்தான் என்று நிரூபி.

10. தொழில் முறையில் அயோடின் எவ்வாறு பெறப்படுகிறது? அயோடினிலிருந்து (a) ஹைடிரஜன் அயோடைடு, (b) அயோடின் டிரைகுளோரைடு, (c) ஹைடிராயிடிக் அமிலம் ஆகியவற்றை எவ்வாறு தயாரிப்பாய்?

11. (a) குளோரின் டையாக்சைடு; (b) சலவைத்தூள்; (c) பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு; (d) பெர்அயோடிக் அமிலம்; (e) ஹாலஜன் இடைச் சேர்மங்கள்; (f) போலி ஹாலஜன்கள் ஆகியவற்றின் தயாரிப்பு முறை, பண்புகள், பயன்கள் ஆகியவற்றை விளக்குக.

12. அயோடின் இயற்கைத் தாதுவிலிருந்து எவ்வாறு பெறப்படுகிறது?

13. புரோமின் எவ்வாறு கடல் நீரிலிருந்து பெறப்படுகிறது?

14. அயோடிக் அமிலம், பெர் அயோடிக் அமிலம் முதலியவற்றைத் தயாரிக்கும் முறையை விவரி. பெர் அயோடிக் அமிலம், பெர் அயோடைட்டுகள் முதலியவற்றின் அமைப்புகளை நன்கு விளக்குக.

அயோடிக் அமிலத்தை (a) அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலுடன், (b) நீர் கலந்த ஸல்பூரஸ் அமிலத்துடன் சேர்க்கும்பொழுது என்ன வினை நிகழ்கிறது? சமன்பாடுகளுடன் விளக்குக.

15. குளோரேட்டுகளும், பெர்குளோரேட்டுகளும் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றன? எந்த வினைகள்மூலம் குளோரேட்டுகளை பெர்குளோரேட்டுகள், ஹைபோகுளோரேட்டுகளினின்று வேறுபடுத்திக் காணலாம்?

16. சிறு குறிப்பு எழுதுக: (a) பெர்அயோடிக் அமிலம்; (b) பெர்குளோரிக் அமிலம்; (c) ஹாலஜன் போலிகள்; (d) அயோடினின் காரப் பண்புகள்.

17. ஹாலஜன்களின் ஆக்சைடுகள், ஆக்சிஅமிலங்கள் ஆகியவற்றின் பண்புகளை ஒப்பிட்டு எழுதுக.

18. மாங்கனீசுக்கும் ஹாலஜன் தனிமங்களுக்கும் இடையேயுள்ள ஒற்றுமைகளைக் கூறி, தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஹாலஜன் குடும்பத்தில் மாங்கனீசைச் சேர்த்தது சரிதான் என்று நிரூபி.

19. மாங்கனீசின் பல இணைதிறன்களை விவரி. இவ்விணைதிறன்களில் உள்ள மாங்கனீஸ் சேர்மங்களின் பண்புகளைப்பற்றி விளக்குக.

20. மாங்கனீசின் உலோகக் கலவைகளைப்பற்றிக் குறிப்பு வரைக.

21. பைரோலுசைட்டிலிருந்து கீழ்க்கண்டவைகளைத் தூய நிலையில் எவ்வாறு தயாரிப்பாய்: (a) Mn (b) MnO_2 (c) $MnCl_2$ (d) $KMnO_4$?

22. பருமனறி பகுப்பில் $KMnO_4$ ஒரு கரணியாகப் பயன்படுகிறது என்பதை விளக்கி, அதன் வினைகளைப் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுடன் ஒப்பிடுக.

23. மாங்கனீசின் வேதியியலை Cr, Fe ஆகியவற்றின் வேதியியலோடு ஒப்பிட்டுப் பார்க்க.

24. 'ஆவர்த்தன அட்டவணையில் உள்ள இடைநிலைத் தனிமங்கள் அல்லாத குடும்பத்தில் உள்ள மிகக் குறைந்த அணு எடையுள்ள தனிமம் தனக்கே உரித்தான பல பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது; இப்பண்புகள் அக் குடும்பத்திலுள்ள மற்றத் தனிமங்களின் பண்புகளிலிருந்து வேறுபட்டுள்ளன'—இதைத் தக்க சான்றுகளுடன் கார உலோக மற்றும் ஹாலஜன் குடும்பத் தனிமங்களைக்கொண்டு விளக்குக.

VIII. எட்டாம் தொகுதி (Fe, Co, Ni, Pt)

1. இடைநிலை உலோகங்கள் என்றுலென்ன? Fe, Co, Ni ஆகிய உலோகங்களைத் தனிம அட்டவணையில் எட்டாம் தொகுதியில் சேர்த்துள்ளதுபற்றி விளக்குக.

2. பிளாட்டினம் இயற்கையில் எவ்வாறு கிடைக்கிறது? ஏதாவது ஒரு முறையில் பிளாட்டினத்தைப் பிரித்தெடுப்பதை விளக்கு. எவ்வெவ்வகையான பிளாட்டினம் வினைவேகமாற்றியாகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன?

3. நிக்கல் அதன் தாதுக்களிலிருந்து 'எவ்வாறு பெறப்படுகிறது? அதன் உலோகக் கலவைகளைப்பற்றி ஒரு கட்டுரை வரைக. டைமீதைல் கிளையாக்சைமுடன் நிக்கலின் எடை எவ்வாறு எடையறி முறையில் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது? நிக்கல் டைமீதைல் க்ளையாக்சைமில் உள்ள நிக்கலின் எடையை எவ்வாறு கணக்கிடுவாய்?

4. அயர்னின் முக்கியத் தாதுக்களைக் கூறுக. இவற்றிலிருந்து பின்வருவனவற்றை வாணிப ரீதியில் எவ்வாறு தயாரிப்பாய்:

(a) வார்ப்பிரும்பு; (b) தேனிரும்பு; (c) எஃகு;
(d) விசேஷ எஃகுகள்; (e) துருவேருத எஃகு.

5. கோபால்ட்டு தாதுக்களின் பெயர்களை எழுதுக. அவற்றிலிருந்து கோபால்ட்டு உலோகம் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? இதன் முக்கியச் சேர்மங்களைப்பற்றிக் குறிப்பு வரைக. இவ்வுலோகத்தின் பயனைப்பற்றி விரிவாக எழுது.

6. எஃகைப் பெருமளவில் தயாரிக்கப் பயன்படும் திறந்த உலை முறையையும் பெஸிமர் முறையையும் ஒப்பிடுக. பிரத்தியேகமான எஃகுபற்றி விவரித்து எழுது.

7. Ni, Co சேர்மங்களின் வேதியியல் பண்புகளிலுள்ள ஒற்றுமைகளையும், வேற்றுமைகளையும் விளக்குக.

8. Cr, Mn, Fe, Co ஆகிய உலோகங்கள் ஈரிணை திறனும், மூவிணை திறனும் உடையவை என்பதைச் சில முக்கிய உதாரணங்களுடன் விளக்குக. M^{+2}, M^{+3} ஆகிய அயனிகளின் நிலைப்புத் தன்மை எவ்வாறு இவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பொறுத்துள்ளது என்று காட்டுக.

பொதுத் தலைப்புகள்

1. ஹைடிரஜனின் சேர்க்கையால் உண்டாகும் தனிமங்களின் சேர்மங்களை வகைப்படுத்து. அவைகளின், பௌதிக வேதியியல் பண்புகளை ஒப்பிடுக.

2. (a) சல்பைடு, சல்பைட்டு, தயோ சல்பேட்டு;
(b) குளோரைடு, புரோமைடு, அயோடைடு;
(c) ஆர்சனேட்டு, ஆர்சனேட்டு, பாஸ்பேட்டு;

என்னும் உறுப்புகள் கலந்து இருக்கும்போது எவ்வாறு ஒவ்வொன்றையும் பகுத்துக் கண்டுபிடிப்பாய்?

3. பண்பறி பகுப்பு முறையில் பாஸ்பேட்டு என்னும் அயனி இருப்பதனால் ஏற்படும் இடையூறை விளக்குக. அந்த அயனியை நீக்குவதில் உள்ள இரசாயன தத்துவங்களைத் தெளிவாக எழுதுக.

4. கீழ்க்கண்டவற்றிற்குக் குறிப்பு எழுதுக: (a) இரசாயன உரங்கள்; (b) உலோகங்களின் அரிப்பு; (c) எரிம வாயுக்கள் (fuel gases); (d) கண்ணாடி; (e) பெர்கார்பனேட்டுகள்; (f) துருவேருத எஃகு.

5. காற்றிலிருந்து எவ்வாறு அரிய வாயுக்கள் (rare gases or inert gases) பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன? இந்த அரிய வாயுக்கள் கலவையிலிருந்து இவற்றைத் தனித்தனியே எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கிருர்கள்? இவ் வாயுக்களின் பண்புகளையும் பயன்களையும்பற்றிய குறிப்பு வரைக.

கலைச் சொற்கள்

A

Absorption	—	உறிஞ்சல்
Abundance of elements	—	தனிமங்கள் கிடைக்கும் அதிக அளவு
Acid radical	—	அமில உறுப்பு
Activated charcoal	—	வீரியம் ஏறிய கரி ; திறன்சேர் கரி
Active hydrogen	—	வீரிய ஹைட்ரஜன் ; திறன்சேர் ஹைட்ரஜன்
Addition compound	—	கூட்டுச் சேர்மம்
Adsorption	—	பரப்புக் கவர்ச்சி; பரப்பு ஊன்றுகை
Affinity	—	கவர்ச்சி, நாட்டம், ஈர்ப்பு
Alkali metals	—	கார உலோகங்கள்
Allotropes	—	மாற்று அமைப்புத் தனிமங்கள் ; புறவேற்றுமைத் தனிமங்கள்
Allotropy	—	தனிமப் புற வேற்றுமை
Alum	—	படிகாரம் ; ஆலம்
Alumino-thermy	—	அலுமினிய வெப்பமுறை ; அலுமினிய அனல் முறை
Amorphous	—	படிக உருவமற்ற
Analogy	—	ஒப்புவமை
Analytical separation	—	பகுத்துப் பிரித்தல்
Anhydride	—	நீரற்றது ; நீரிலி
Anion	—	நேர் அயனி
Anode	—	நேர் மின்முனை
Aqua regia	—	இராஜத் திராவகம்
Arc process	—	வில் முறை ; பிறை முறை
Artificial disintegration of atom	—	செயற்கை அணுச் சிதைவு
Artificial radioactivity	—	செயற்கைக் கதிரியக்கம்
Atmosphere	—	வாயு மண்டலம் ; வளி மண்டலம் ; காற்றுச் சூழல் ; வாயுச் சூழல்
Atomic fission	—	அணுக்கருப் பிளவு
Atomic fusion	—	அணுக்கரு இணைப்பு

Atomic hydrogen — அணுநிலை ஹைட்ரஜன்
Azeotropic mixtures — கொதிநிலை மாறுக்கலவை

B

Basic — கார குணமுள்ள
Battery — மின்கல அடுக்கு
Beta-emission — பீட்டா துகள் வெளியேற்றம்
Bleaching agent — வெளுக்கும் பொருள்; நிறம் நீக்கி
Bleaching powder — சலவைத்தூள்
Bond, covalent — சக பிணைப்பு
Bond, dative or co-ordinate — ஈதல் பிணைப்பு
Borax bead — வெண்கார மணி
Brass — பித்தளை
Brittle — நொறுங்கும்
Brown ring test — பழுப்பு வளையச் சோதனை; பிரவுன் ரிங் சோதனை
Bunsen burner — புன்சன் எரிகருவி; புன்சன் பர்னர்
Burette — பியூரெட்டு

C

Calcination — நீற்றுதல்
Cascade process — படிப்படி செய்முறை; காஸ்காடு முறை
Catalysis, heterogeneous — பலபடித்தான வினைவேக மாற்றம்
Catalysis, homogeneous — ஒருபடித்தான வினைவேக மாற்றம்
Catalyst — (வினை) வேகமாற்றி
Cathode — எதிர்மின்முனை
Chain reaction — சங்கிலித் தொடர்வினை
Charge — மின்னேற்றம்; மின்சுமை
Chart — விளக்கப்படம்; விளக்க அட்டவணை
Chelate compounds — கொடுகிணைப்புச் சேர்மங்கள்
Chemical constitution — வேதி உள்ளமைப்பு
Chemistry, inorganic — அனங்கக வேதியியல்; கனிம வேதியியல்
China clay — வெண்களிமண்
Classification — வகையீடு; பாகுபாடு
Coagulation — தோய்தல், திரிதல்
Coalesce — ஒன்றுதல்

Coke — சுட்ட கரி ; கல்கரி
Colloid — கூழ்
Column — பத்தி
Combines — இணைகிறது ; கூடுகிறது
Complex — அணைவு
Composition — இயைபு, அமைப்பு
Compound — சேர்மம்
Concentrated — செறிந்த, அடர்ந்த
Concentration — செறிவாக்கல், அடர்வாக்கல்
Concentration of an ore — தாதுவை அடர்வித்தல் (அ) அடர்ப்பித்தல்
Confirmation reaction — உறுதிச் சோதனை
Contact process — தொடுகை முறை ; ஸ்பரிச முறை
Contamination — மாசுபடல், பிறபொருள் சேரல்
Critical temperature — நிலைமாறு வெப்பநிலை
Crude — பண்படா, கச்சா
Crystalline — படிகமான
Crystallisation (water of) — படிகநீர்
Cupellation — குப்பெலேஷன் முறை, புடமிடுதல்

D

Deactivation — வீரியம் நீக்கு
Decay — அழிவு, தேய்வு
Decomposition — சிதைவு
Define — வரையறு, இலக்கணங்கூறு
Dehydrate — நீர் நீக்கு, நீரகற்று
Deliquescence — நீர்த்தல்
Density, relative — ஒப்படர்த்தி
Deposit — படிவு
Derivative — பெறுதி
Desilverisation — வெள்ளி நீக்குதல்
Destructive distillation — சிதைத்து வடித்தல்
Detection of elements — தனிமங்களைக் கண்டறிதல்
Dialysis — கூழ் பிரிப்பு, கூழ்படிக வேறுக்கல்
Diagonal relationship — மூலைவிட்டத் தொடர்பு
Diagram — விளக்கப் படம், வரைபடம்
Diamagnetism — டயா காந்தம்
Diamond — வைரம் ; டயமண்டு
Diaphragm — விதானம்

Diffusion — ஊடுருவித்தல் ; விரவுதல், பரவுதல்
Dilute — நீர்த்த (adj.) ; விளாவு (verb)
Dimerisation — இருபடி ஆக்கல்
Diode — இருமுனையி
Dipole moment — இருமுனை திறப்பு திறம் ; டைபோல் மோமென்டு
Direct current — நேர் மின்னோட்டம்
Discovery — கண்டுபிடிப்பு
Disinfectant — தொற்று நீக்கி
Disintegration — சிதைவு
Distinguish — வேறுபடுத்திக் காண்
Double bond — இரட்டைப் பிணைப்பு
Ductile — கம்பியாக நீட்டப்படும் தன்மையுள்ள

E

Effervescence — நுரைத்தல்
Efflorescence — தூள் பூத்தல், பொரிதல்
Electrochemical series — மின்வேதி வரிசை
Electrode potential — மின்முனை அழுத்தம்
Electrolysis — மின் பகுப்பு
Electrolyte — மின்பகுபொருள் ; மின்பகுளி
Electron donor — எலெக்ட்ரான் வழங்கி
Electronegative — எதிர் மின்னுக்குரிய
Electronegativity — எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்
Electronic formula — எலெக்ட்ரானிக் வாய்பாடு
Electronic structure — எலெக்ட்ரான் அமைப்பு
Electron shell — எலெக்ட்ரான் ஷெல்
Electron spin — எலெக்ட்ரான் சுழற்சி
Electrothermal furnace — மின்வெப்ப உலை
Element — தனிமம்
Empirical formula — முற்றுரு வாய்பாடு; விகித வாய்பாடு
Emulsion — பால்மம்
Endothermic reaction — வெப்பம் கொள்வினை
Energy, potential — நிலைப் பண்பு ஆற்றல்
Equation — சமன்பாடு
Equivalent weight — சமான எடை எண் ; இயைபு எண்
Etching — அரித்தெடுத்தல்
Exchange — பரிமாற்றம்

F

Factor — குணகம்
Fertilizer — உரம்
Film — ஏடு, படலம்
Filtrate — வடிநீர்
Flame, nonluminous — ஒளியற்ற சுடர்
Flame test — சுடர் சோதனை
Fluid — பாய்மம்
Fluorescence — உறிஞ்சி ஒளி வீசல்
Flux — இளக்கி
Force — விசை
Formula — வாய்பாடு
Fractional distillation — பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல்
Freezing mixture — உறை கலவை
Friction — உராய்வு
Froth-floation process — நுரை மிதப்பு முறை
Fuel, solid — திண்ம எரிமம்

G

Galvanised iron — நாகம் பூசிய இரும்பு
Gelatin — ஜெலாட்டின்
Gradation — படிப்படியான மாற்றம்
Graduated — அளவு கோடிட்ட
Gram molecular weight — மூலக்கூறு கிராம் எடை
Granulated — ரவையாக்கப்பட்ட
Gravimetric analysis — எடையறி பகுப்பு
Group — பத்தி, பிரிவு, தொகுதி

H

Halogens — ஹாலஜன்கள் ; உப்பீனிகள்
Heavy chemicals — கனரக வேதிப் பொருள்கள்
Heavy hydrogen — கன ஹைட்ரஜன்
Homogeneous — ஓரினமான, சமச்சீருள்ள ஒரு படித்தான
Hybridisation — இனக்கலப்பு ஆக்கல்
Hybridisation of electron orbitals — எலெக்ட்ரான் ஆர்பிட்டல்களின் கலப்பு
Hygroscopic — நைப்புள்ள, நீர் உறிஞ்சும்
Hypothesis — கருதுகோள், கற்பிதக்கோள், புனைவு கோள்

I

Ignite — சுடு
Immiscibility — கலவாமை
Impact — தாக்கம்
Inactive — வீரியமற்ற
Incineration — சாம்பலாக்குதல்
Incrustation — பொருக்கு
Inference — ஊகம் ; அநுமானம்
Insulated coil — காப்பிட்ட கம்பிச்சுருள்
Insulator — அரிதிற்கடத்தி
Interfering radical — குறுக்கிடும் உறுப்பு
Interhalogen compounds — ஹாலஜன் இடைச் சேர்மங்கள்
Intermediate compound — இடைநிலைச் சேர்மம்
Intermolecular — மூலக்கூறுகள் இடைப்பட்ட
Intramolecular — மூலக்கூறின் உட்சார்ந்த
Ion deformation — அயனி உருவ மாற்றம்
Ion exchange resins — அயனி பரிமாற்றப் பிசின்கள்
Ionisation — அயனியாதல்
Ionisation potential — அயனியாக்கும் மின்னழுத்தம் ; அயனியாக்கும் ஆற்றல்
Ion polarisation — அயனி முனைப்பு
Iron, pig — வார்ப்பிரும்பு
Irreversible — மீளா, மீளும் தன்மையற்ற
Isotope — ஐசோடோப்பு, ஓரிடத்தனிமம்

K

Kiln — காளவாய், சூளை

L

Lignite — பழுப்புக் கரி
Lime, slacked — நீற்றிய சுண்ணும்பு
Limestone — சுண்ணும்புக்கல்
Liquation — உருக்கிப் பிரித்தல்
Liquefication of gas — வாயுவை நீர்மமாக்கல்
Liquid — நீர்மம்
Liquid air — நீர்மக் காற்று
Lubricating oil — மசவு எண்ணெய்

M

Magnetic separation — காந்தமுறைப் பிரிவினை
Malleable — தகடாக்கத்தக்க

Melting point — உருகுநிலை
Metallurgy — உலோக இயல்
Milk of sulphur — குழம்புநிலைக் கந்தகம்
Mineral — கனிமம்
Miscibility — ஒன்றில் ஒன்று கரைதல்
Mixture — கலவை
Molecular formula — மூலக்கூறு வாய்பாடு எண்
Monoclinic system — ஒரு சரிவு அச்சுத் தொகுதி
Mordant — நிறம் ஊன்றி
Mother liquor — மூலக் கரைசல்
Muffle furnace — மூட்ட வெப்ப உலை

N

Nascent hydrogen — பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன்
Neutral — நடுநிலை
Neutralise — நடுநிலையாக்கு
Nitrogen fixation — நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்தல்; நைட்ரஜனைப் பொருத்துதல்
Normality factor — நார்மாலிடி எண்
Normal salt — இயல்பான உப்பு
Normal solution — நார்மல் கரைசல்
Normal temperature and pressure — திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தம்
Nuclear energy — அணுக்கரு ஆற்றல்
Nuclear spin — கருவின் சுழற்சி; நியூக்லியஸின் சுழற்சி
Nucleus — கரு, நுக்ளியஸ்

O

Occlusion — உட்கவர்தல்
Octahedral — எண்முக
Octet — எட்டெண் கூட்டம்
Odd electron molecules — ஒற்றைப்படை எலெக்ட்ரான்
Open hearth process — அகன்ற உலைமுறை
Ore — தாது
Organic — கரிம, அங்கக
Ortho-para hydrogen — ஆர்த்தோ-பாரா ஹைட்ரஜன்
Ortho-rhombic — சாய்சதுர
Outermost orbit — எலெக்ட்ரான் வெளித்தடம்
Oxidation number — ஆக்சிஜனேற்ற எண்

P

Paramagnetism — பாரா காந்தம்
Passivity — செயலறு நிலை
Peat — மரம்மிகு கரி
Penultimate shell — ஈற்றயல் ஷெல்
Periodic law — ஆவர்த்தன விதி; தனிம அணி வகுப்பு விதி
Periodic table — தனிம வரிசை அட்டவணை
Periodic classification — ஆவர்த்தன வகையீடு
Permeable — ஊடுருவத்தக்க
Phenomenon — இயற்பாடு, தோற்றப்பாடு
Physical constant — பௌதிக மாறிலி, பௌதிக நிலை எண்
Pigment — நிறப்பொருள்
Plaster of paris — பாரிஸ் சாந்து, பாரிஸ் பிளாஸ்ட்டர்
Plasticity — குழைவுத் தன்மை
Platinised asbestos — பிளாட்டினம் தாங்கிய கல்நார்
Polarity of bonds — பிணைப்புகளின் முனைவு; பிணைப்பு களின் முனைப்பு
Polymer — பலபடி
Polyvalent — பல் இணைதிறன்
Practical — செய்முறை, நடைமுறை
Participate — வீழ்படிவு
Process — செயல்முறை, செய்முறை
Producer gas — உலை வாயு, ப்ரொட்யூஸர் வாயு
Product — விளைபொருள்
Promoter — வினை தூண்டி
Proton — புரோட்டான்
Protium — புரோட்டியம்
Pseudo — போலி
Pumice — நுரைத்தல்
Pump — பம்பு
Pungent — கார நெடியுள்ள
Pyrolysis — வெப்பச் சிதைவு

Q

Qualitative analysis — பண்பறி பகுப்பு
Quantitative analysis — அளவறி பகுப்பு
Quartz — படிகக்கல்

R

Radical — உறுப்பு
Radioactive disintegration — கதிரியக்கச் சிதைவு
Radioactive half life — கதிரியக்கப் பாதிச் சிதைவு காலம்
Radioactivity — கதிரியக்கம்
Rare earth metals — அருமண் உலோகங்கள்
Rare gases — அபூர்வ வாயுக்கள்
Raw materials — கச்சாப் பொருள்கள்
Reactant — வினைபடுபொருள்
Reaction mechanism — வினைவழிமுறை
Reducing flame — (ஆக்ஸிஜன்) ஒடுக்கும் சுடர்
Refine — சுத்தி செய்ய, தூய்மைப்படுத்த
Refractory — வெப்பம் தாங்கவல்ல
Refrigeration — குளிர்படுத்தல் ; குளிரூட்டல்
Replacement reaction — பதிலீடு செய்யும் வினை
Residual — எஞ்சிய
Resistance — தடை
Resonance — உடன் இசைவு
Resonance hybrid — உடன் இசைவு கலப்பு
Resonating structures — உடன் இசைவு அமைப்புகள்
Retort — உலை
Rinse — நனை
Roasting — வறுத்தல்
Rusting — துருப்பிடித்தல்

S

Saturated — தெவிட்டிய, பூரித, நிறைவுற்ற
Silanes — சிலேன்கள்
Simultaneous — சமகால
Slag — உலோகக் கசடு
Soft water — நுரைதரு நீர்
Solid — திண்மம்
Sols — கரைசால்கள்
Specific heat — சுய வெப்பம், உரிமை வெப்பம், கனல் ஏற்புத் திறன்
Spin — சுழற்சி
Stable state — நிலையான நிலை
Stabilisation — நிலையாக்கல், உறுதிப்படுத்துதல்
Standardisation — திட்டப்படுத்துதல், அளவறிதல்

Standard solution — அளவறி கரைசல்
Steam — கொதிநீராவி
Still — வாலை
Strong acid — வீரிய அமிலம்
Strong electrolyte — எளிதில் மின்பகு பொருள், மிகு அளவு அயனியாகும் பகுளி
Structural formula — உள்ளமைப்பு வாய்பாடு
Sublimation — பதங்கமாதல்
Supersaturated — மிகத் தெவிட்டிய
Surface — புறப்பரப்பு
Suspension — தொங்கல்
Symbol — குறியீடு
Synthesis — தொகுப்பு

T

Temperature — வெப்பநிலை
Tempering — தோய்த்தல்
Theoretical — அறிமுறை
Thermal conductivity — வெப்பம் கடத்துதிறன்
Three electron bond — மூன்று எலெக்ட்ரான் பிணைப்பு
Tracer technique — சுவடு அறியும் முறை; தடம் அறியும் முறை
Transition elements — இடைநிலைத் தனிமங்கள்
Transuranium elements — யுரேனியம் கடந்த தனிமங்கள்
Triple bond — முப்பிணைப்பு
Tritium — ட்ரைட்டியம்
Type metal — அச்சு உலோகம்
Typical elements — மாதிரித் தனிமங்கள்

U

Unit — அலகு
Unreacted — வினைப்படாத
Unsaturated — தெவிட்டாத, அபூரித, நிறைவுறாத

V

Vacuum distillation — வெற்றிட வடித்தல்
Valency — இணைதிறன்
Vapour density — ஆவிச் செறிவு; ஆவி அடர்த்தி
Variable valency — மாறுபடும் இணைதிறன்
Viscosity — பாகுத்தன்மை; பாகுநிலை

Volatile — எளிதில் ஆவியாகும்
Volumetric analysis — கனஅளவு அறிபகுப்பு, பருமனறி பகுப்பு
Vulcanisation — வல்கனைசேஷன், ரப்பர் பதனிடுதல்

W

Water of hydration — படிகநீர்
Weak base — வீரியமற்ற காரம்
Welding — உருக்கிப் பிணைத்தல்
White lead — ஈய வெள்ளை
Wrought iron — தேனிரும்பு

X

X-ray diffraction study — எக்ஸ்-கதிர் கோணல் ஆய்வு

Y

Yield — விளைச்சல், பலன்

Z

Zones of flame — சுடர் மண்டலங்கள்

பிற்சேர்க்கை

சில முக்கிய பௌதிக மாறிலிகள்

கிலோ (kilo) = ஆயிரம்

சென்டி (centi) = நூற்றில் ஒன்று (1/100)

மில்லி (milli) = ஆயிரத்தில் ஒன்று (1/1000)

மைக்ரோ (micro) = பத்து லக்ஷத்தில் ஒன்று (1/1000000)

1 கிலோ மீட்டர் = 1000 மீட்டர் = 0·621 மைல்

1 மீட்டர் = 100 சென்டி மீட்டர் = 39·4 அங்குலம்

1 கிலோ கிராம் = 1000 கிராம்கள் = 2·20 பவுண்டுகள்

1 கிராம் = 1000 மில்லி கிராம்கள்

1 லிட்டர் = 1000 கன சென்டி மீட்டர்

1 அணு நிறை (atomic mass unit, a m u) = $1 \cdot 66 \times 10^{-24}$ கிராம்

1 ஆங்ஸ்ட்ராம் (angstrom, A) = 1×10^{-8} செ. மீ.

1 எலெக்ட்ரான் வோல்ட்டு (electron volt, w) =
$1 \cdot 60 \times 10^{-12}$ எர்க் = 23 = 07 கி. கலோரிகள்/மூலக் கூற்றிற்கு

1 எர்க் = $2 \cdot 39 \times 10^{-11}$ கி. கலோரி

அவோகாட்ரோ எண் = $6 \cdot 0225 \times 10^{23}$

எலெக்ட்ரானின் நிறை = $(9 \cdot 10660 \pm 0 \cdot 0032) \times 10^{-28}$ கிராம்

பௌதிக, வேதியியல் அணு எடைகளின் விகிதம் = 1·000272

தனிமப் பட்டியல்

($^{12}C = 12$ என்ற அலகின்படி)

அணு எண்	ஆங்கிலம்	தமிழ்	குறியீடு	அணு எடை
1	Hydrogen	ஹைடிரஜன்	H	1·008
2	Helium	ஹீலியம்	He	4·003
3	Lithium	லித்தியம்	Li	6·939
4	Beryllium	பெரிலியம்	Be	9·012
5	Boron	போரன்	B	10·811
6	Carbon	கார்பன்	C	12·012
7	Nitrogen	நைட்ரஜன்	N	14·007
8	Oxygen	ஆக்சிஜன்	O	15·999
9	Fluorine	ஃபுளுரின்	F	18·998
10	Neon	நியான்	Ne	20 183
11	Sodium	சோடியம்	Na	22·989
12	Magnesium	மக்னீசியம்	Mg	24·312
13	Aluminium	அலுமினியம்	Al	26 982
14	Silicon	சிலிகன்	Si	28·086
15	Phosphorus	பாஸ்வரஸ்	P	30·974
16	Sulphur	சல்பர்	S	32·064
17	Chlorine	குளோரின்	Cl	35·453
18	Argon	ஆர்கான்	A	39·948
19	Potassium	பொட்டாசியம்	K	39·102
20	Calcium	கால்சியம்	Ca	40·08
21	Scandium	ஸ்காண்டியம்	Sc	44·956
22	Titanium	டைட்டேனியம்	Ti	47·90
23	Vanadium	வெனேடியம்	V	50·942
24	Chromium	குரோமியம்	Cr	51·996

அணு எண்	ஆங்கிலம்	தமிழ்	குறியீடு	அணு எடை
25	Manganese	மாங்கனீசு	Mn	54·938
26	Iron	அயர்ன்	Fe	55·847
27	Cobalt	கோபால்ட்டு	Co	58·933
28	Nickel	நிக்கல்	Ni	58·71
29	Copper	காப்பர்	Cu	63·54
30	Zinc	சிங்க்	Zn	65·37
31	Gallium	காலியம்	Ga	69·72
32	Germanium	ஜெர்மானியம்	Ge	72·59
33	Arsenic	ஆர்சனிக்	As	74·922
34	Selenium	செலினியம்	Se	78·96
35	Bromine	புரோமின்	Br	79·909
36	Krypton	கிரிப்டன்	Kr	83·80
37	Rubidium	ருபீடியம்	Rb	85·47
38	Strontium	ஸ்ட்ரோன்ஷியம்	Sr	87·62
39	Yttrium	இட்ரியம்	Y	88·905
40	Zirconium	ஜிர்கோனியம்	Zr	91·22
41	Niobium	நியோபியம்	Nb	92·906
42	Molybdenum	மாலிப்டினம்	Mo	95·94
43	Technetium	டெக்னீஷியம்	Tc	99
44	Ruttenium	ருதீனியம்	Ru	101·07
45	Rhodium	ரோடியம்	Rh	102·905
46	Palladium	பெலாடியம்	Pd	106·4
47	Silver	சில்வர்	Ag	107·870
48	Cadmium	கேட்மியம்	Cd	112·40
49	Indium	இண்டியம்	In	114·82
50	Tin	டின்	Sn	118·69
51	Antimony	ஆன்டிமனி	Sb	121·75
52	Tellurium	டெலுரியம்	Te	127·60
53	Iodine	அயோடின்	I	126·904
54	Xenon	செனான்	Xe	131·30
55	Caesium	சீஸியம்	Cs	132·905

அணு எண்	ஆங்கிலம்	தமிழ்	குறியீடு	அணு எடை
56	Barium	பேரியம்	Ba	137·34
57	Lanthanum	லாந்தனம்	La	138·91
58	Cerium	சீரியம்	Ce	140·12
59	Praseodymium	பிரசோடிமியம்	Pr	140·907
60	Neodymium	நியோடிமியம்	Nd	144·24
61	Promethium	புரோமித்தியம்	Pm	147
62	Samerium	சமேரியம்	Sm	150·35
63	Europium	யுரோப்பியம்	Eu	151·96
64	Gadolinium	கடோலினியம்	Gd	157·25
65	Terbium	டெர்பியம்	Tb	158·924
66	Dysprosium	டிஸ்புரோசியம்	Dy	160·50
67	Holmium	ஹால்மியம்	Ho	164·930
68	Erbium	எர்பியம்	Er	167·26
69	Thullium	துல்லியம்	Tm	168·934
70	Ytterbium	இட்டர்பியம்	Yb	173·04
71	Lutetium	லுடேஷியம்	Lu	174·97
72	Hafnium	ஹாஃப்னியம்	Hf	178·49
73	Tantalum	டென்டாலம்	Ta	180·948
74	Tungsten	டங்ஸ்டன்	W	183·85
75	Rhenium	ரீனியம்	Re	186·2
76	Osmium	ஆஸ்மியம்	Os	190·2
77	Iridium	இரிடியம்	Ir	192·2
78	Platinum	பிளாட்டினம்	Pt	195·09
79	Gold	கோல்டு	Au	196·967
80	Mercury	மெர்க்குரி	Hg	200·59
81	Thallium	தாலியம்	Tl	204·37
82	Lead	லெட்டு	Pb	207·19
83	Bismuth	பிஸ்மத்	Bi	208·980
84	Polonium	பொலோனியம்	Po	210
85	Astatine	ஆஸ்டடீன்	At	210
86	Radon	ரேடான்	Rn	222

அணு எண்	ஆங்கிலம்	தமிழ்	குறியீடு	அணு எடை
87	Francium	ஃபிரான்சியம்	Fr	223
88	Radium	ரேடியம்	Ra	226
89	Actinium	ஆக்டினியம்	Ac	227
90	Thorium	தோரியம்	Th	232·038
91	Protactinium	புரோடாக்டீனியம்	Pa	231
92	Uranium	யுரேனியம்	U	238·03
93	Neptunium	நெப்டூனியம்	Np	237
94	Plutonium	புளூட்டோனியம்	Pu	242
95	Americium	அமெரிஷியம்	Am	243
96	Curium	கியூரியம்	Cm	247
97	Berkelium	பெர்கிலியம்	Bk	249
98	Californium	கலிஃபோர்னியம்	Cf	249
99	Einstenium	ஜன்ஸ்டீனியம்	Es	254
100	Fermium	ஃபெர்மியம்	Fm	254
101	Mendelevium	மெண்டலீவியம்	Md	256
102	Nobelium	நோபிலியம்	No	256
103	Lawrencium	லாரன்ஷியம்	Lw	(257)

தமிழ் வெளியீட்டுக் கழகம்

சென்னை-9

1970 ஜனவரிவரை வெளியிட்டுள்ள நூல்கள்

பொருளாதாரம்

			ரூ.	பை.
*1.	பொருளாதாரம்–I	சி. வேலாயுதம்	6	50
*1A.	,, II	,,	9	00
*2.	சோவியத் பொருளாதார வளர்ச்சி	டாக்டர் எம். ஜே. கே. தவராஜ்	4	25
*3.	அமெரிக்கப் பொருளாதாரம்	,,	4	50
*4.	பொருளாதாரச் சிந்தனை வரலாறு	சோணாசலம்	7	00
*5.	பன்னாட்டு வாணிபம்	மு. ஆரோக்கியசாமி	6	00
6.	புதுமைப் பொருளாதாரக் கூறுகள்	திருமதி ஆர். தாமரஜாட்சி	12	00
7.	பொருளாதாரம்—ஓர் அறிமுகம்–I	தி. சி. மோகன்	12	00
8.	,, ,, II	எம். ஏ. ஆபூர்வசாமி, பி. வி. ஸ்ரீநிவாசன்	10	75
9.	பொருளாதாரக் கோட்பாடு வளர்ந்த வரலாறு	க. முத்தையன்	7	00
*10.	பணவியலும் பாங்கியலும்—I	சி. வேலாயுதம்	6	75
*11.	,, II	,,	11	50
*12.	நவீன பாங்கு இயல்	க. வெற்றிவேல்	7	50
*13.	இந்தியச் செலாவணியும் பாங்கு முறையும்	பி. வி. ஸ்ரீநிவாசன்	5	50
*14.	அரசாங்க நிதி இயல்	அர. சேஷாசலம்	4	75

* மூலநூல் (Original Book)

15.	இந்தியப் பொருளியல்—I	எம். பாலசுப்பிரமணியன்	10	00
16.	,, II	எம். லூர்துநாதன்	4	25
17.	நமது பொருளாதாரப் பிரச்சினை—I	சி. சுந்தரராஜன்	10	75
18.	,, ,, II	எஸ். குழந்தைநாதன்	10	50
19.	இங்கிலாந்தின் பொருளாதார வரலாறு—I	கீ. சீ. இராமசாமி	6	00
20.	,, ,, II	,,	6	00
21.	அமெரிக்காவின் நவீன பொருளாதார வளர்ச்சி	தி. சி. மோகன்	5	00
22.	அமெரிக்கப் பொருளாதார வரலாறு—I	மு. க. சுப்பிரமணியம்	11	00
23.	,, ,, II	பி. வி. சீனிவாசன்	6	00
24.	,, ,, III	,,	6	50
25.	அரசாங்க நிதியியலின் பொருளாதாரம்—I	மா. குமாரசாமி	10	00
26.	,, ,, II	அர. சேஷாசலம்	9	50
27.	இந்தியாவின் பொருளாதார வளர்ச்சி—I	தே. வேலப்பன்	10	00
28.	,, ,, II	ஜி. சிதம்பரம்	8	00
29.	பணம்—சிறு விளக்கம்	கோ. இராதாகிருஷ்ணன்	10	00
*30.	வணிக இயலின் தத்துவங்கள்	கு. ஆளுடையபிள்ளை	9	50
31.	பத்தொன்பதாம் நூற்றுண்டில் கிரேட் பிரிட்டனில் தொழில்-வாணிகப் புரட்சி	சூ. ரா. கருப்பண்ணன்	11	00
32.	பென்ஹாம் பொருளாதாரம்—I	ஏ. குழந்தை	11	00
33.	,, ,, II	எஸ். குழந்தைநாதன்	7	00
34.	வரவு செலவுத் திட்டம்	ஆர். ரங்காச்சாரி	6	00
35.	பன்னுட்டுப் பொருளாதாரம்—I	ஏ. குழந்தை	7	50
36.	,, ,, II	கே. எஸ். இராமசாமி	9	00
37.	பொருளாதார ஆய்வு நூல்—I	கோ. இராதாகிருஷ்ணன்	7	75
38.	,, ,, II	,,	7	00

39.	வளர்ச்சியுருத நாடுகளின் அரசாங்க நிதியியல் ...	க. வெற்றிவேல்	... 4	25
40.	வளர்ச்சி குறைந்த நாடுகளின் முதலாக்கம் பற்றிய சிக்கல்கள் ...	மா. குமாரசாமி	... 5	50
41.	1939முதல் இந்தியாவில் பணவீக்க விலைப் போக்குகள் ...	சி. சுந்தரராஜன்	... 7	50
42.	பொருளாதார வளர்ச்சிபற்றிய கட்டுரைகள் ...	எம். கே. சுப்பிரமணியம்	... 7	75
43.	இந்தியப் பொருளாதார வரலாறு (1857–1956)—I ...	ம. திருநாவுக்கரசு	... 7	00
44.	பொருளாதாரம்—ஓர் அறிமுகம் ...	பு. வி. சீனிவாசன்	... 6	25

வரலாறு

*45.	பிரிட்டன் வரலாறு—I ...	கி. ர. அனுமந்தன்	... 4	50
*46.	,, ,, II ...	,,	... 3	50
*47.	,, ,, III ...	,,	... 7	25
*48.	ஐரோப்பிய வரலாறு—I ...	டி. வி. சொக்கப்பா	... 4	50
49.	ஐரோப்பா—கடந்த ஐந்து நூற்றுண்டுகாலச் சரித்திரம் ...	வை. விருத்தகிரீசன்	... 15	00
50.	இங்கிலாந்து வரலாறு—I ...	இரா. அண்ணுமலை	... 13	00
51.	,, ,, II ...	பா. மாணிக்கவேலு	... 13	00
52.	,, ,, III ...	என். ஜே. ராஜகோபால்	... 8	00
53.	,, ,, IV ...	,,	... 8	00
54.	இங்கிலாந்தின் வரலாறு—I ...	க. த. திருநாவுக்கரசு	... 15	00
55.	,, ,, II ...	எம். எக்ஸ். மிராண்டா	... 8	00
56.	,, ,, III ...	,,	... 5	00

* மூலநூல் (Original Book)

வரலாறு—(தொடர்ச்சி)

57.	இந்தியாவின் சிறப்பு வரலாறு—I	திி. வெ. குப்புசாமி	7	50
58.	,, ,, II	ஏ. உஸ்மான் ஷெரீப்	9	00
59.	,, ,, III	அ. பாண்டுரங்கன்	11	00
60.	கிரேக்கநாட்டு வரலாறு—I	சைமன் ஐ. எஸ். பாக்கியநாதன்	7	50
61.	,, ,, II	,,	7	00
62.	,, ,, III	பி. இராமாநுஜம் தேவதாஸ்	7	75
63.	ஆக்ஸ்ஃபோர்டின் இந்திய வரலாறு—I	தி. வெ. குப்புசாமி	8	25
64.	,, ,, II	ஏ. உஸ்மான் ஷெரீப்	7	50
65.	,, ,, III	க. த. திருநாவுக்கரசு	10	50
66.	முகலாயப் பேரரசு—I	ஏ. உஸ்மான் ஷெரீப், எம். எக்ஸ். மிராண்டா	7	50
67.	,, II	எம். எக்ஸ். மிராண்டா, பா. மாணிக்கவேலு	7	75
68.	ஆங்கில அரசியலமைப்பின் வரலாறு—I	வை. விருத்தகிரீசன்	7	50
69.	,, II	வை. விருத்தகிரீசன், இரா. அண்ணாமலை	6	75
70.	,, III	இரா. அண்ணாமலை, பா. மாணிக்கவேலு	6	50
71.	,, IV	பா. மாணிக்கவேலு	7	00
72.	ஆங்கிலேயரின் சமுதாய வரலாறு—I	சி. ஈ. இராமச்சந்திரன்	6	50
73.	,, II	சி. ஈ. இராமச்சந்திரன், இர. ஆலாலசுந்தரம்	6	75
74.	,, III	ஆர். ஆலாலசுந்தரம்	6	50
75.	இந்தியாவில் முகலாயரின் ஆட்சி—I	பா. மாணிக்கவேலு	5	00
76.	,, II	ஏ. உஸ்மான் ஷெரீப்	6	00

அரசியல்

*77.	அரசியல் அமைப்புகள்	ஜே. இராமச்சந்திரன்	4	62
78.	அரசாங்கத்தின் வரலாறு	மோ. கிளாரன்சு, டி. டி. பெலிக்ஸ்	7	50

79.	இந்திய அரசியலமைப்பு	... வீ. கண்ணையா	...	4	75
80.	அரசியலுக்கு ஓர் அறிமுகம்	... டி. செல்லப்பா	...	8	50
81.	தற்கால அரசியல் அமைப்புகள்	... மோ. வள்ளுவன் கிளாரன்சு	...	8	50
82.	பன்னாட்டு அரசியல்—I	... திருமதி நூர்ஜஹான் பாவா	...	16	00
83.	,, ,, II	... ,,	...	13	25
84.	பொதுத்துறை ஆட்சி இயல்—I	... வீ. கண்ணையா	...	9	00
85.	,, ,, II	... இ. ஜெகதீசன்	...	7	25
86.	பொதுத்துறை ஆட்சியியலுக்கு ஓர் அறிமுகம்—I	... வீ. கண்ணையா	...	7	50
87.	,, ,, II	... டி. செல்லப்பா	...	7	50
88.	இந்திய அரசியலமைப்புத் திட்டம்	... தி. வெ. குப்புசாமி, எஸ். சுப்பிரமணியன்	...	9	25
89.	இந்திய ஆட்சி அமைப்புமுறை வளர்ச்சி—I	... வீ. கண்ணையா	...	6	25
90.	,, ,, II	... வீ. கண்ணையா, கி. ர. அனுமந்தன்	...	5	75
91.	,, ,, III	... கி. ர. அனுமந்தன்	...		
*92.	மக்கள் ஆட்சி	... க. சந்தானம்	...	4	25
93.	1919 முதல் சர்வதேச உறவுகளும் உலக அரசியலும்	... என். ஜே. ராஜகோபால்	...	7	75
94.	சமூக, அரசியல் கொள்கையின் அடிப்படைகள்	... மோ. வள்ளுவன் கிளாரன்ஸ்	...	7	00
95.	அரசியலமைப்புச் சட்ட ஆய்வுக்கு ஓர் அறிமுகம் I	... பா. சூரியநாராயணன்	...	5	75
96.	,, ,, II	... பா. சூரியநாராயணன், கி. ர. அனுமந்தன்	...	6	00
97.	,, ,, III	... கி. ர. அனுமந்தன்	...	5	75

* மூலநூல் (Original Book)

மானிடவியல்				
*117.	மானிடவியல்	ம. சு. கோபாலகிருஷ்ணன்	4	75
118.	பண்பாட்டுக் கோலங்கள்	கி. பூ. சுப்பிரமணியம்	5	50
119.	இந்தியாவில் குடியானவர் வாழ்க்கை	எஸ். இலட்சுமி	3	50
சமூகவியல்				
120.	சமூகவியலின் அடிப்படைக் கோட்பாடுகள்	ஜே. நாராயணன்	10	50
புவியியல்				
121.	ஆசியா—I	கொ. சேஷ. நரசிம்மன்	9	50
122.	,, II	,,	8	75
123.	ஐரோப்பாக் கண்டத்தின் புவியியல்	ஏ. எஸ். நாராயணன்	8	50
*124.	தென்கிழக்கு ஆசியா	ஜி. கிருஷ்ணமூர்த்தி	8	50
*125.	வட அமெரிக்கா	குமாரி இரா. அலமேலு	8	25
*126.	தென் அமெரிக்கா	எம். என். பத்மநாபன்	9	00
*127.	தென் கண்டங்கள்—ஆஸ்திரேலியா	திருமதி எச். நியூமன்	4	00
*128.	,, —ஆஃப்ரிக்கா	எஸ். முத்துக்கிருஷ்ணக் கரையாளர்	3	25
*129.	புவிப்புறவியல்-II	நா. அனந்தபத்மநாபன்	6	00
*130.	செய்முறைப் புவியியல்	சு. ஜெயச்சந்திரன்	9	00
*131.	மக்கட் பரப்பியல்	வி. எஸ். அனந்தபத்மநாபன்	6	25
*132.	சமுத்திரவியல்	கோ. இராமசாமி	6	50
133.	காலநிலை இயல்-I	கொ. சேஷ. நரசிம்மன்	10	00
134.	,, II	,,	5	00
135.	காலநிலை இயல்	திருமதி இராதா	10	00
136.	வளியியலுக்கு ஓர் அறிமுகம்	கோ. இராமசாமி	11	00
*137.	புவி அமைப்பு இயல்	சி. விஸ்வநாதன்	4	75

* மூலநூல் (Original Book)

*154.	பாம்புகள்	பெ. மா. அண்ணுமலை	3	50
*155.	தாவரம்—வாழ்வும் வரலாறும்	டாக்டர் கு. சீனிவாசன்	8	00
*156.	கரும்பு	கு. பெரியசாமி	4	00
*157.	தாவரங்களின் வாழ்வியல்	எஸ். சுந்தரம்	6	50
மருத்துவம்				
*158.	நீரிழிவு—க்ஷயரோகம்	டாக்டர் ஜி. வேங்கடசாமி, டாக்டர் ஏ. கதிரேசன்	2	50
159.	மகப்பேறும் மாதர் நோயும்	டாக்டர் (குமாரி) மணிமேகலை	8	25
*160.	பாக்டீரியா	சு. சுந்தரம்	2	50
161.	புற்றுநோய்	அ. கதிரேசன்	3	50
162.	உடலியங்கியல்—I	டாக்டர்கள் ஜி. வேங்கடசாமி, டி. சரோஜினி, எஸ். கே. துரைராஜ், ஆர். சேது.	6	75
163.	,, II	,,	5	50
164.	என்புருக்கி நோய்	டாக்டர் அ. கதிரேசன்	7	25
பொறியியல்				
165.	நீங்களே உங்கள் வீட்டைக் கட்டலாம்	கே. வி. கிருஷ்ணராஜ், சி. ஆர். சுப்பிரமணியம், ஆர். இராமசாமி, கே. வேணுகோபால்	8	50
கூட்டுறவு				
166.	உலகக் கூட்டுறவு இயக்கம்	அ. வேல்மணி	5	50
சட்டம்				
*167.	குற்றவியல் சட்டம்	எம். சண்முகசுப்பிரமணியம்	10	00
பொது நூல்கள்				
168.	மகாத்மா காந்தி	சரஸ்வதி தங்கையன்	3	25

* மூலநூல் (Original Book)

பொது நூல்கள்—(தொடர்ச்சி)

169.	விவசாயப் புரட்சி	...	வி. கார்த்திகேயன்	...	8 00
*170.	சேமக் கை-நூல்	...	ஆ. சுப்பிரமணியம்	...	2 50
*171.	முற்காலச் சோழர் கலையும் சிற்பமும்	...	எஸ். ஆர். பாலசுப்பிரமணியம்	...	9 00
*172.	உணவும் ஊட்டமும்	...	தி. வேங்கிடகிருஷ்ணய்யங்கார்	...	4 50

புகுமுக (P.U.C.) வகுப்புகளுக்குரியவை

*173.	உலக வரலாறு	...	டி. ஆர். இராமச்சந்திரன்	...	4 00
*174.	பொருளாதாரம்	...	ஜி. சிதம்பரம்	...	2 75
*175.	வணிகவியலுக்கு ஓர் அறிமுகம்—I	...	கு. ஆளுடைய பிள்ளை	...	2 50
*176.	,, ,, II	...	,,	...	2 25
*177.	பௌதிகம்		டாக்டர் பி. திருஞானசம்பந்தம், ஆர். நாகராஜன்	...	7 50
*178.	புகுமுக பௌதிகம்	...	டாக்டர் எம். ஏ. தங்கராஜ்	...	5 75 x
*179.	புகுமுக வகுப்புக் கணிதம்—I	...	கே. ராஜகோபாலன்	...	7 00
*180.	,, II	...	,,	...	3 00
*181.	புகுமுக வகுப்புக் கணித நூல்—I	...	டி. கோவிந்தராஜன், முத்துசாமி	...	7 00
*182.	,, II	...	,, ,,	...	4 50
*183.	கணிதம்—ஓர் அறிமுகம்—I	...	ஆர். மகாதேவன்	...	4 75
*184.	,, II	...	,,	...	3 25
*185.	வேதியியல்	...	பி. டி. முனியப்பா, ஆர். முத்துலட்சுமி	...	7 00
*186.	புகுமுக வேதியியல்	...	சி. ஏ. பத்மநாபன்	...	5 50
*187.	விலங்கியல்	...	எஸ். ஆப்ரகாம்	...	4 00
*188.	புகுமுக விலங்கியல்	...	பெ. மா. அண்ணாமலை	...	7 25
*189.	புகுமுக வகுப்புத் தாவரவியல்	...	எஸ். சுந்தரம்	...	4 50

பட்டப்படிப்பிற்குரிய (B.Sc.) நூல்கள்

				ரூ.	பை.
பௌதிகம் (Physics)					
*190.	எந்திரவியல்—சிறப்புப்பாடம் (Book I)	...	ஆர். நாகராசன் ...	6	25
*191.	வெப்பவியல்—சிறப்புப்பாடம்	...	கே. நாச்சிமுத்து ...	5	25
*192.	செய்முறை பௌதிகம்—சிறப்புப்பாடம் (Book I)		டி. கமலக்கண்ணன், எஸ். கிருட்டிணசாமி ...	4	50
*193.	பௌதிகம்—துணைப்பாடம்–I (Book I)	...	பி. தங்கராஜன் ...	4	00
*194.	„ (Book II)	...	„ ...	3	00
*195.	செய்முறை பௌதிகம்—துணைப்பாடம்	...	கே. பாசுகரன், இரா. செயராம் ...	4	50
*196.	மின்னியல்–காந்தவியல் (Book I)	...	டி. ஏ. கருப்பண்ணன் ...	4	75
*197.	ஒளியியல்—சிறப்புப்பாடம்	—	டாக்டர் வி. சண்முகசுந்தரம், டாக்டர் ஆர். சபேசன் ...	7	75
வேதியியல் (Chemistry)					
*198.	செய்முறைக் கனிம வேதியியல்–சிறப்புப்பாடம்	...	டி. இராமலிங்கம் ...	2	25
*199.	பௌதிக வேதியியல் (Book I)	...	டி. சக்திவேலு ...	4	00
*200.	கனிம வேதியியல்—துணைப்பாடம்	...	சி. ஏ. பத்மநாபன் ...	6	50
*201.	கனிம வேதியியல் (Book I)	...	பி. டி. முனியப்பா ...	4	00
*202.	பொது பௌதிக வேதியியல்—துணைப்பாடம்	...	ஆர். துளசிதாஸ் ...	4	75
கணிதம் (Mathematics)					
*203.	இயற்கணிதம்—சிறப்புப்பாடம் (Book I)	...	டி. கோவிந்தராஜன், கே. முத்துசாமி ...	4	25
*204.	தொகுமுறை வரைகணிதம்—சிறப்புப்பாடம்	...	ஆர். மகாதேவன் ...	2	00
*205.	எண்சார் கணிதம்—சிறப்புப்பாடம்	...	எம். எம். இராமசாமி ...	5	50
*206.	திரிகோண கணிதம்—சிறப்புப்பாடம்	...	வி. அரங்கநாதன் ...	3	25
*207.	கணிதம்—துணைப்பாடம்	...	ஆர். அனுமந்தராவ் ...	6	00

* மூலநூல் (Original Book)

*208.	நிலையியல்—சிறப்புப்பாடம்	கே. இராஜகோபாலன்	5	00
புள்ளியியல் (Statistics)				
*209.	புள்ளியியல்—துணைப்பாடம்	எஸ். கருப்பையா	3	50
விலங்கியல் (Zoology)				
*210.	முதுகெலும்பற்றவை I—சிறப்புப்பாடம்	ஆர். முருகேசன்	11	50
*211.	,, II—சிறப்புப்பாடம்	திருமதி எஸ். கே. வள்ளி	11	25
*212.	முதுகுநாணுள்ளவை I—சிறப்புப்பாடம் (Book I)	திருமதி ராணி கந்தசுவாமி	8	00
*213.	,, (Book II)	,,	9	75
*214.	முதுகுத்தண்டுள்ளவை II—சிறப்புப்பாடம்	திருமதி கிருஷ்ணவேணி நாராயணன்	11	75
*215.	முதுகெலும்பற்றவை—துணைப்பாடம்	என். இராமலிங்கம்	9	00
*216.	முதுகுநாணுள்ளவை—துணைப்பாடம்	வி. சேது	10	00
தாவரவியல் (Botany)				
*217.	தாவர வெளி உள்ளமைப்பியல்களும் வகைப்பாட்டியலும்—சிறப்புப்பாடம்	கே. ராஜசேகரன்	11	00
*218.	தாவரப் புற அமைப்பியல்	கே. பாலச்சந்திரகணேசன்	9	25
*219.	தாவர உள்ளமைப்பியல்	டாக்டர் ஏ. கோவிந்தராஜுலு	7	25

* மூலநூல் (Original Book)